UNIVERSIDADE FEDERAL DO PARANÁ
SETOR DE CIÊNCIAS EXATAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA
CURSO DE QUÍMICA

DISCIPLINA
CQ139
INTRODUÇÃO À QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

TURNOS
MANHÃ/TARDE (MT) E NOITE (N)

MANUAL DE INSTRUÇÕES
E
ROTEIROS DOS EXPERIMENTOS

Professores responsáveis:
Aldo José Gorgatti Zarbin
Flávio Massao Matsumoto
Herbert Winnischofer
Liliana Micaroni
Márcio Peres de Araújo
Maria Aparecida Biason Gomes
Shirley Nakagaki

CURITIBA
1° SEMESTRE
2015

Sumário

1. Cronograma das aulas práticas (1° semestre de 2015)....1
2. Apresentação da disciplina (Ficha 1)....2
3. Avaliação....2
4. Instruções gerais....3
5. Cuidados a serem observados no laboratório....4
6. Anotação de dados em laboratório e no relatório....5
7. Elaboração de fluxograma de experimento....11
8. Projeto de Experimento Livre....13
9. Equipamentos básicos de laboratório de química....23
10. Experimento 1: determinação da densidade de alguns metais....31
11. Experimento 2: comportamento do cobre sólido imerso em solução de nitrato de prata....32
12. Experimento 3: síntese e separação do cloreto de sódio....36
13. Experimento 4: Reações entre íons em solução aquosa....37
14. Experimento 5: preparo quantitativo de soluções e determinação de ácido acético em vinagre....40
15. Experimento 6: investigação quantitativa da reação de produção de gás hidrogênio a partir do alumínio metálico....44
16. Experimento 7: determinação da composição de um sal hidratado....48
17. Experimento 8: determinação da constante de Avogadro através da eletrólise....51

1. Cronograma das aulas práticas (1° semestre de 2015)

Dias				Aula	Conteúdo e atividades
Seg	**Ter**	**Qui**	**Sex**		
23/2	24/2	26/2	27/2	**–**	Recepção dos calouros
02/3	03/3	05/3	06/3	**1**	Apresentação da disciplina, sistemática da aula, bibliografia, avaliações, sistemas de notas, introdução à metodologia científica. Normas de trabalho, introdução à segurança em laboratório e descarte de resíduos. Apresentação dos materiais de laboratório de química. Kit de materiais do Laboratório de Química Geral. Determinação de volumes de líquidos.
09/3	10/3	12/3	13/3	**2**	Medidas e erros. Algarismos significativos. Notação e simbologia química, recomendações da IUPAC. Experimento 1: determinação da densidade de alguns metais. Experimento 2: comportamento do cobre sólido imerso em solução de nitrato de prata (início). Projeto de Experimento Livre: sorteio do tema.
16/3	17/3	19/3	20/3	**3**	Experimento 2: (continuação) comportamento do cobre sólido imerso em solução de nitrato de prata.
23/3	24/3	26/3	27/3	**4**	Experimento 3: síntese e separação do cloreto de sódio.
–	–	–	03/4	**–**	***Feriado:*** *Paixão*. Não haverá aula.
30/3	31/3	02/4	10/4	**5**	Experimento 4: Reações entre íons em solução aquosa. Experimento Livre: entrega de ficha de leitura de artigo.
06/4	07/4	–	17/4	**5,6**	Experimento 5: preparo quantitativo de soluções e determinação de ácido acético em vinagre (segunda, terça e sexta).
13/4	14/4	09/4	24/4	**6,7**	**PROVA P1** (07:30–09:30). Experimento Livre: definição do experimento para equipe (09:30–11:30).
–	–	16/4	–	**7**	Experimento 5: preparo quantitativo de soluções e determinação de ácido acético em vinagre (quinta).
20/4	21/4	–	01/05	**–**	***Feriado e recesso:*** *Tiradentes (segunda e terça).* ***Feriado:*** *dia do trabalho (sexta).* Não haverá aula.
27/4	28/4	23/4	08/5	**8**	Experimento 6: investigação quantitativa da reação de produção de gás hidrogênio a partir do alumínio metálico.
04/5	05/5	30/4	15/5	**9**	Experimento 7: determinação da composição de um sal hidratado.
11/5	12/5	07/5	22/5	**10**	Experimento 8: determinação da constante de Avogadro através da eletrólise.
18/5	19/5	14/5	29/5	**11**	**PROVA P2** (07:30–09:30). Projeto de Experimento Livre: início das atividades (09:30–11:30).
25/5	26/5	–	05/6	–	***Reunião da Sociedade Brasileira de Química*** *(segunda e terça).* ***Feriado:*** *Corpus Christi (sexta).* Não haverá aula.
01/6	02/6	21/5	12/6	**12**	Projeto de Experimento Livre: execução do projeto em laboratório.
–	–	28/5	–	**–**	***Reunião da Sociedade Brasileira de Química*** *(quinta).*
–	**–**	04/6	–	**–**	***Feriado:*** *Corpus Christi (quinta).* Não haverá aula.
08/6	09/6	11/6	19/6	**13**	Projeto de Experimento Livre: finalização do projeto em laboratório.
15/6	16/6	18/6	–	**14**	Projeto de Experimento Livre: aula de correções e esclarecimento de dúvidas sobre o pré-relatório entregue e a apresentação a ser realizada.
22/6	23/6	25/6	26/6	**15**	Projeto de Experimento Livre: apresentação da equipe e entrega do relatório final.
06/7	07/7	09/7	10/7	**–**	**EXAME FINAL**

2. Apresentação da disciplina (Ficha 1)

DISCIPLINA: CQ139 – Introdução à Química Geral Experimental

NATUREZA: semestral

CARGA HORÁRIA: TEÓRICA = 00 h; PRÁTICA = 60 h; TOTAL = 60 h CRÉDITOS: 02

PRÉ-REQUISITO: não tem CO-REQUISITO: não tem

EMENTA: Notação e simbologia em química. Relação entre quantidade de matéria e outras grandezas. Noções de segurança e de descarte de resíduos. Técnicas, habilidades, equipamentos e organização necessária ao trabalho em laboratório, para atividades de docência, pesquisa e/ou resolução de problemas práticos. Elaboração e execução de projetos de experimentos didáticos de química.

3. Avaliação

A avaliação da disciplina será feita sobre o conjunto de atividades realizadas no decorrer do período letivo. Para cada atividade será atribuída uma nota em escala numérica no intervalo de 0 (zero) a 100 (cem). Serão atribuídas notas para as seguintes atividades:

- 2 (duas) provas escritas sobre os experimentos (notas P_1 e P_2);
- relatório simplificado com tratamento de dados coletados nos experimentos – trabalho pós-laboratório (média no semestre M_R);
- Projeto de Experimento Livre (nota M_{PTL});
- comportamento e testes de avaliações instantâneas sobre o conteúdo do trabalho pré-laboratório de cada aula (média no semestre M_{CT}).

As duas provas escritas, já previstas no cronograma da disciplina, tratará dos experimentos realizados em aula. Permite-se a consulta do Caderno de Laboratório durante a realização das provas, porém está vedado o uso do Manual de Instruções, assim como de qualquer outro material de consulta.

Após o final do experimento, a equipe deverá fazer o tratamento dos dados coletados, através da elaboração das tarefas pós-laboratório no Caderno. A critério do professor, pode ser requerida a entrega de uma cópia desta tarefa. Ao final do período letivo será computada a média das notas destes relatórios simplificados (M_R).

O Projeto de Tema Livre consiste em uma série de atividades, cuja avaliação está descrita a Seção 8.8 do presente Manual.

Cada aula terá inicialmente uma nota de comportamento de valor 100 (cem). Esta nota será reduzida a 0 (zero) quando for constatada a falta de um dos MATERIAIS OBRIGATÓRIOS (guarda-pó, Caderno de Laboratório e o Manual de Instruções da disciplina). Se houver ATRASO de até 15 minutos, será subtraído 25 pontos da nota; atraso maior será penalizado com 50 pontos. A FALTA DA TAREFA pré ou pós-laboratório ocasionará perda de 25 pontos. Outros problemas poderão ocasionar diminuição na nota de comportamento segundo julgamento do professor. Cada aula poderá ter no seu início, a critério do professor, uma avaliação instantânea sobre o conteúdo do trabalho pré-laboratório. As avaliações são individuais e, de modo similar às provas escritas, permitir-se-á consultar somente o Caderno de Laboratório. Ao final do período letivo será computada a média das notas de comportamento e dos testes de avaliações instantâneas (M_{CT}).

A Média Parcial da disciplina será calculada através da fórmula:

$$M_P = \frac{20\,P_1 + 20\,P_2 + 15\,M_R + 30\,M_{PTL} + 15\,M_{CT}}{100}$$

O critério de aprovação seguirá a Resolução 37/97-CEPE (disponível na página *web* da Universidade em http://www.ufpr.br/soc/):

I. aluno com frequência menor que 75% (45 horas) será reprovado, qualquer que seja a média;

II. aluno com Média Parcial igual ou superior a 70 ($M_P \geqslant 70$) será aprovado, desde que satisfaça o item I;

III. aluno com Média Parcial inferior a 40 ($M_P < 40$) será reprovado;

IV. aluno com Média Parcial igual ou superior a 40 e menor que 70 ($40 \leqslant M_P < 70$) deverá prestar o Exame Final (nota P_{EF}), a partir de que será calculada a média final $M_F = (M_P + P_{EF})/2$, e
   - aluno que obtiver Média Final igual ou superior a 50 ($M_F \geqslant 50$) será aprovado, desde que satisfaça o item I;
   - aluno que obtiver Média Final inferior a 50 ($M_F < 50$) será reprovado.

4. Instruções gerais

4.1 Preparação para entrar no laboratório (fase pré-laboratório)

A fase pré-laboratório tem como objetivo familiarizar o aluno com o experimento a ser realizado. O roteiro da aula a ser realizada deve ser lido com antecedência, procurando compreender os objetivos e os procedimentos a serem adotados. Especial atenção deve ser dada às advertências em relação à segurança. Para saber qual experimento será realizado na data da aula, deve ser consultado o cronograma contido no início deste manual.

No roteiro de cada experimento há a seção "Tarefas pré-laboratório", cuja finalidade é preparar o aluno antes de entrar em aula. Estas tarefas consistem na preparação de tabelas, quadros, fluxogramas e outros itens que sejam necessários para melhor aproveitar a atividade prática. O cumprimento das tarefas pré-laboratório é OBRIGATÓRIO, E A SUA FALTA SERÁ PENALIZADA NA NOTA DE COMPORTAMENTO.

4.2 Instruções para as aulas de laboratório

O aluno deverá portar os seguintes materiais obrigatórios para frequentar as aulas práticas: o guarda-pó, o Caderno de Laboratório e o Manual de Instruções. A falta de um ou mais itens será penalizada com nota zero de comportamento.

A pontualidade será exigida em todas as aulas práticas, sendo tolerado um atraso de até 5 minutos; após este tempo haverá penalização na nota. Ao entrar no laboratório, um integrante da bancada deve abrir o armário e conferir todo o *kit* de materiais contido nele; se faltar algum item, ou ainda se este estiver sujo ou quebrado, deve-se notificar o professor imediatamente. No início da aula serão dadas orientações sobre o experimento a ser realizado; é recomendado que se anote no Caderno de Laboratório o que for dito na ocasião.

A critério do professor, poderá ser aplicado um teste (avaliação instantânea) no início da aula. O objetivo é avaliar se o aluno preparou-se adequadamente antes de entrar no laboratório, tendo lido o roteiro e feito as tarefas.

As aulas práticas serão desenvolvidas por equipes de dois integrantes mas, como os experimentos são relativamente simples, poderiam ser realizados individualmente. O trabalho em equipe de três ou mais integrantes está vedado nesta disciplina. O roteiro do experimento deve ser seguido de forma estrita, observando-se todas as precauções para evitar acidentes.

Os resíduos devem ser descartados ao final da aula, conforme instrução contida no roteiro ou dada pelo professor. Toda vidraria deve ser lavada e, o que fizer parte do *kit*, deve ser guardado no armário; os demais materiais deverão ser devolvidos à bancada lateral. Como regra geral, a vidraria pode ser lavada com detergente e uma escova apropriada, enxaguada várias vezes com água da torneira, e duas ou três vezes com água destilada. Não é necessário enxugar nenhum material, que será guardado molhado (mas não sujo); o contato de papel ou pano na vidraria constitui uma fonte de contaminação que deve ser evitada. Em seguida, todos os materiais devem ser guardados no armário e conferidos. O *kit* de materiais da bancada será utilizada por alunos da próxima aula do Laboratório de Química Geral e, caso seja constatada alguma irregularidade, o professor aplicará como penalidade o desconto na nota de comportamento e a reposição do material. Somente ao se certificar que todo o material está presente e em bom estado é que o armário deverá ser fechado.

4.3 O caderno de laboratório

O Caderno de Laboratório deve conter todo o registro das atividades efetuadas no laboratório, numa linguagem direta e resumida, mas de forma COMPLETA. Estas anotações devem ser realizadas, na maior parte, durante a própria aula. Os preparativos pré-laboratoriais devem ser feitos antes da realização do experimento, enquanto as discussões e conclusões podem ser registradas depois. Entretanto os dados e observações devem ser anotados durante a própria aula, para evitar que se percam informações armazenadas de memória. Seguindo este procedimento, economiza-se tempo e trabalho. Para um bom registro de informações, procure observar as recomendações dadas a seguir.

- O registro deve-se iniciar com o **número do experimento** (ou da aula) e a **data**. Em seguida deve ser anotados o **título** seguido de um **breve resumo** sobre o que será feito durante a aula, contendo os objetivos e os procedimentos. Eventualmente, dependendo do que for ser realizado, o procedimento poderá ser melhor descrito através de um fluxograma, principalmente quando envolver várias etapas. Nesta fase está incluída também a construção de tabelas para anotações dos dados experimentais.
- As anotações dos dados e das observações devem ser individuais. Os registros devem ser feitos à tinta, e as eventuais retificações não deverão ocultar as anotações incorretas. Não é raro haver ocasiões em que certos dados, que foram considerados errados num momento, revelam-se valiosos numa etapa subsequente. Assim, recomenda-se que um trecho errado seja apenas riscado, seguido pela anotação correta.
- Num ambiente profissional exige-se que tudo o que for realizado no laboratório seja devidamente documentado, para possibilitar uma eventual auditoria. Por este motivo o caderno não pode ter páginas adicionadas ou suprimidas, as anotações não devem ser passadas a limpo e quaisquer alterações devem ficar visíveis. Procure acostumar-se a fazer anotações de forma apropriada desde cedo.
- A análise dos dados, suas discussões e as conclusões tiradas são partes importantes do trabalho experimental. Nesta fase estão incluídos os cálculos, a construção de gráficos e as avaliações comparativas de dados obtidos pelas equipes. Desta análise são obtidas conclusões que respondem aos questionamentos iniciais.

Todo trabalho experimental tem como origem uma pergunta e, para a sua finalização, deve-se elaborar uma conclusão em que se analisa criticamente se foi possível obter a respectiva resposta. A conclusão deve estar registrado no Caderno e, por se constituir no encerramento da aula prática, deve ser dada especial importância.

4.4 Após finalização do experimento (fase pós-laboratório) e relatório simplificado

Finalizado o experimento e com todo os materiais limpos e guardados, é a oportunidade de iniciar a “tarefa pós-laboratório” do roteiro. Esta tarefa é constituída por questões que o auxiliará na interpretação dos dados coletados. A tarefa pós-laboratório deverá ser feita antes da próxima aula no Caderno de Laboratório, quando será conferida se foi devidamente cumprida. Eventualmente o professor poderá pedir um relatório simplificado que contém o tratamento de dados do experimento, para ser entregue no final da aula o no início da aula seguinte.

5. Cuidados a serem observados no laboratório

A) Ao chegar ao laboratório lembre-se que este é um local de trabalho onde o cuidado e atenção são requisitos fundamentais para prevenir acidentes.

B) Utilize sempre um guarda-pó, de preferência de algodão (os tecidos sintéticos podem grudar na pele, quando inflamados), longo e de manga comprida. Evite shorts, bermudas, saias, sandálias ou chinelos; a pele fica melhor protegida com calças compridas e sapato ou tênis fechado.

C) Cabelos compridos deverão ser presos, para evitar o risco de se incendiarem quando próximos de uma chama ou de ficarem mergulhados em uma solução.

D) Faça apenas as experiências indicadas. Caso tenha interesse em outras experiências, consulte o seu professor. EXPERIÊNCIAS NÃO AUTORIZADAS SÃO PROIBIDAS.

E) Use capela (sistema de exaustão) sempre que indicado (substâncias voláteis ou emissão de gases).

F) Comunique seu professor sobre qualquer acidente, por menor que seja.
G) Tenha cuidado com os materiais inflamáveis. Qualquer incêndio deve ser abafado imediatamente com uma toalha ou cobertor. Procure informar-se da localização dos extintores de incêndio, toalhas ou cobertores, chuveiros e outros equipamentos de segurança.
H) Nunca jogue reagentes ou produtos, líquidos ou sólidos, na pia ou no lixo. Descarte os resíduos conforme os procedimentos indicados pelo professor.
I) Leia com atenção o rótulo de qualquer frasco antes de usá-lo. Tenha certeza de ter pegado o frasco certo. Anote no Caderno de Laboratório os dados constantes nos rótulos dos reagentes.
J) Tampe um frasco logo após ter finalizado seu uso. Não troque as tampas de diferentes frascos.
K) Nunca use as espátulas de um frasco em outro, para evitar contaminações.
L) Se uma solução em uso for derramada, lave o local imediatamente com bastante água. Chame imediatamente o professor.
M) Não toque em nenhum produtos químico nem prove qualquer droga ou solução. Chame imediatamente o professor se você ou seu colega tiver entrado em contato com algum produto.
N) Não é recomendável tentar sentir o odor de uma substância. Entretanto, desde que o professor assim o permita, traga com as mãos pequenas porções do vapor em sua direção.
O) Deixe qualquer objeto quente esfriar por bastante tempo. Lembre-se que a aparência do objeto quente ou frio é a mesma.

6. Anotação de dados em laboratório e no relatório

6.1 Unidades SI

Quando se efetua uma medida, é feita uma comparação entre a grandeza a ser medida e uma grandeza padrão. A afirmação “um fio mede 2,35 metros” significa que o comprimento do referido fio é igual a 2,35 vezes o comprimento padrão chamado “metro”. Portanto o valor de uma *grandeza física* é representado como um produto entre um *valor numérico* e uma *unidade*:

grandeza física = valor numérico × unidade

Pode-se representar a medida do fio das seguintes formas:

(I) comprimento = 2,35 metros
(II) comprimento = 2,35 m
(III) l = 2,35 m
(IV) l/m = 2,35

Em (II) observa-se que a palavra “metros” foi substituída pelo *símbolo* “m”; portanto uma unidade pode ser representada pelo respectivo símbolo. Além disso, em (III) substituiu-se a palavra “comprimento” pelo símbolo *“l”* (do inglês *length*). Esta última forma de representação é bastante compacta, proporcionando economia de espaço na escrita. Além disso, quando se acostuma ao seu uso, a leitura fica mais rápida e fácil. Finalmente em (IV) observa-se que a grandeza l foi dividida pela sua unidade e o resultado – 2,35 – torna-se adimensional, isto é, um número puro. Esta última forma de escrever deve ser empregada em gráficos e tabelas.

Recomenda-se que o Sistema Internacional de unidades (SI) seja utilizado o máximo possível na ciência e na tecnologia. Este sistema coerente de unidades é formado a partir de sete *unidades básicas* listadas na Tabela 6.1. Para as demais grandezas físicas são empregadas as *unidades derivadas SI*, constituídas pelo produto entre as potências de unidades básicas, de forma análoga à relação que define a respectiva grandeza. Por exemplo:

força = massa×aceleração = massa×deslocamento×(tempo)$^{-2}$

unidade de força = kg m s^{-2}

Quando uma unidade é o resultado do produto entre outras unidades, deve-se separar uma da outra apenas com um espaço simples; não se pode denotar a multiplicação com sinal de vezes ou com ponto. Exemplo:

Correto	**Errados**
kg m s^{-2}	kg×m×s^{-2}; kg.m.s^{-2}; kg·m·s^{-2}

Apesar de ser possível expressar a grandeza força empregando a unidade derivada “kg m s^{-2}”, esta unidade é mais conhecida pelo nome especial “Newton”, cujo símbolo é “N”. Na tabela 6.2 estão alguns exemplos de unidades derivadas que possuem nomes e símbolos especiais.

Tabela 6.1: as sete unidades básicas SI

Grandeza física	Símbolo da grandeza física	Nome da unidade SI	Símbolo da unidade SI
comprimento	*l*	metro	m
massa	*m*	quilograma	kg
tempo	*t*	segundo	s
corrente elétrica	*I*	ampere	A
temperatura termodinâmica	*T*	kelvin	K
quantidade de matéria	*n*	mol	mol
intensidade luminosa	I_v	candela	cd

Tabela 6.2: unidades derivadas SI com nomes especiais.

Grandeza física	Nome da unidade SI	Símbolo da unidade SI	Expressão em termos de unidades base SI	
frequência	hertz	Hz	s^{-1}	
força	newton	N	m kg s^{-2}	
pressão	pascal	Pa	N m^{-2}	= m^{-1} kg s^{-2}
energia, trabalho, calor	joule	J	N m	= m^2 kg s^{-2}
potência, fluxo radiante	watt	W	J s^{-1}	= m^2 kg s^{-3}
carga elétrica	coulomb	C	A s	
potencial elétrico, força eletromotiva	volt	V	J C^{-1}	= m^2 kg s^{-3} A^{-1}
resistência elétrica	ohm	Ω	V A^{-1}	= m^2 kg s^{-3} A^{-2}
condutância elétrica	siemens	S	$Ω^{-1}$	= m^{-2} kg^{-1} s^3 A^2
temperatura Celsius	grau Celsius	°C	K	

No SI há somente uma unidade para cada grandeza física. Entretanto podem ser utilizados os seguintes prefixos para expressar os múltiplos e submúltiplos decimais de unidades básicas SI, ou unidades derivadas com nomes especiais:

Submúltiplo	Prefixo	Símbolo
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	ato	a
10^{-21}	zepto	z
10^{-24}	yocto	y

Múltiplo	Prefixo	Símbolo
10	deca	da
10^2	hecto	h
10^3	quilo	k
10^6	mega	M
10^9	giga	G
10^{12}	tera	T
10^{15}	peta	P
10^{18}	exa	E
10^{21}	zetta	Z
10^{24}	yotta	Y

Exemplos: 500 m = 5,00 hm = 0,500 km; 230×10^{-9} m = 230 nm; 3120 K = 3,120 kK; $10{,}50\times10^{-12}$ s = 10,50 ps

Nos exemplos acima, mostrou-se corretamente que o número que antecede a unidade deve ser separado por um espaço simples; não se pode empregar outros sinais comumente adotado para denotar multiplicação. Também o número não deve estar junto à unidade. Exemplo:

Correto	**Errado**
2,44 g	2,44g; 2,44×g; 2,44.g; 2.44·g
15 mL	15mL; 15×mL; 15.ml; 15·mL

A unidade base da massa é o quilograma (kg), que já está acompanhado do prefixo quilo (10^3). Neste caso deve-se anexar prefixos ao submúltiplo grama (g), e não ao quilograma. Exemplos:

Correto	**Errado**
megagrama (Mg)	quiloquilograma (kkg)
miligrama (mg)	microquilograma (μkg)

Não se deve utilizar mais de um prefixo por cada unidade. Portanto o uso de milicentigrama (mcg) para 10^{-5} g ou milimicrômetro (mμm) para 10^{-9} m não é recomendável.

Além das unidades básicas, as unidades derivadas com nomes especiais podem receber estes prefixos. Exemplos:

2,180 aJ = $2{,}180\times10^{-18}$ J

0,101325 MPa = 101,325 kPa = 1013,25 hPa = 101 325 Pa

2,7 MΩ = $2{,}7\times10^{3}$ kΩ = $2{,}7\times10^{6}$ Ω

A exceção é graus Celsius (°C), que não admite prefixos.

Na grafia deve-se imprimir os símbolos das unidades em tipo romano (reto). O mesmo deve ser feito com os respectivos prefixos que expressam múltiplos e submúltiplos. Os símbolos não se alteram no plural, e não devem ser seguidos de ponto que denote abreviatura (exceto pelo ponto final que determina o fim de uma sentença).

Exemplos:	um centímetro	1 cm (não 1 cm. nem 1 *cm*)
	dez centímetros	10 cm (não 10 cm. nem 10 cms)
	cinco mols	5 mol (não 5 mols)

O último exemplo deve ser examinado com mais cuidado. Infelizmente no idioma português a unidade "mol" tem o símbolo "mol", o que pode originar confusão. Quando se escreve "mol" em extenso, como se escreveria quilômetro ou kelvin, por exemplo, é permitido que se escreva o plural como "mols" (como ocorreria com quilômetros ou kelvins). Entretanto quando se escreve mol como o símbolo da unidade, da mesma forma que km ou K, não se admite flexão no plural. Portanto no exemplo dado "5 mol" está grafado o símbolo "mol" e não a unidade por extenso.

Como regra geral, os símbolos das unidades devem ser grafados em letras minúsculas, a não ser que sejam derivados de nomes próprios. Há exceções a esta regra, como por exemplo o litro, cujo símbolo pode ser escrito "L" ou "l", isto é, tanto em letra maiúscula como minúscula.

Exemplos: m (metro), s (segundo), kg (quilograma), mmol (milimol),
J (joule), V (volt), MHz (megahertz), nK (nanokelvin),
mL ou ml (mililitro).

6.2 Quantidade de matéria

Na Química a quantidade de uma substância depende do número de entidades elementares (simbolizado por *N*) que a compõe. Este é um número extremamente grande, o que torna impraticável determinar a quantidade através da contagem direta das entidades. Por este motivo definiu-se a grandeza conhecida como *quantidade de matéria*[1], cuja unidade é mol. Um mol é a quantidade de matéria constituída

1 Rigorosamente falando o termo mais apropriado seria *quantidade de substância*, mas quantidade de matéria foi oficialmente adotado no Brasil.

por tantas entidades elementares (átomos, moléculas, íons ou fórmulas químicas) quanto o número de átomos contidos em 0,012 kg do isótopo 12 de carbono. O número de átomos de carbono referido nesta definição é conhecido como número de Avogadro ou contante de Avogadro, cujo símbolo é N_A ou L, e o seu valor aceito atualmente é $6{,}022\ 141\ 29 \times 10^{23}\ mol^{-1}$ (CODATA 2010).

A quantidade de matéria, cujo símbolo é *n*, é definido como a razão entre o número de entidades elementares e a constante de Avogadro:

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{N}{L}$$

A prática de se denominar esta grandeza como "número de mols" deve ser evitada, assim como não se usa "número de quilogramas" no lugar de "massa".

Para se referir a uma quantidade de matéria em particular deve-se especificar a entidade elementar, que pode ser uma espécie que existe fisicamente como átomos, moléculas ou íons. Além disso a expressão "de matéria" pode ser substituída pela respectiva entidade elementar.

Exemplos:	n_{Cl} ou n(Cl)	quantidade de átomos de cloro
	$n(Cl_2)$	quantidade de moléculas de cloro
	$n(CrO_4^{2-})$	quantidade de íons cromato

A expressão "quantidade de enxofre" é ambígua, pois pode-se referir a espécies S, S_8, S_2 ou outras, portanto deve ser evitada. Deve-se especificar a entidade elementar de forma clara, como "quantidade de átomos de enxofre", "quantidade de octaenxofre" e "quantidade de dienxofre", ou ainda utilizar fórmulas químicas como "quantidade de S_2".

No caso de substâncias compostas por ânions e cátions não existe propriamente uma molécula, mas em geral especifica-se uma unidade de fórmula que contenha o menor número de íons capaz de gerar uma espécie eletricamente neutra. A entidade elementar não necessariamente pode existir fisicamente, mas convenientemente escolhida como uma unidade de fórmula. Por exemplo, espécies como $\frac{1}{3}O_3$ (um terço de molécula de ozônio, uma espécie correspondente a um átomo de oxigênio), $\frac{1}{2}S^{2-}$ (meio íon sulfeto, correspondente a um ânion hipotético com uma carga negativa) ou $\frac{1}{5}KMnO_4$ (um quinto de unidade de fórmula de permanganato de potássio, um oxidante hipotético capaz de remover um elétron em meio ácido) não existem, mas podem ser convenientes quando se efetua cálculo de quantidades de matéria.

Exemplos:	$n(KMnO_4)$	quantidade de unidades de fórmula de permanganato de potássio
	$n(\frac{1}{5}KMnO_4)$	quantidade de $\frac{1}{5}$ unidade de fórmula de permanganato de potássio

Se a quantidade de $KMnO_4$ for igual a 3 mols, isto é, $n(KMnO_4) = 3$ mol, a quantidade de $\frac{1}{5}KMnO_4$ será igual a 15 mols ou $n(\frac{1}{5}KMnO_4) = 15$ mol. Portanto $n(\frac{1}{5}KMnO_4) = 5\ n(KMnO_4)$.

6.3 Unidades não SI: unidades em uso além das unidades SI

Estas unidades não fazem parte do SI, mas se admite que sejam utilizadas ainda em alguns contextos. Prefixos SI podem ser afixados em algumas destas unidades, como, por exemplo: mililitro (ml ou mL), milibar (mbar) e megaelétron-volt (MeV).

Grandeza física	**Nome da unidade**	**Símbolo**	**Valor em unidades SI**
tempo	minuto	min	60 s
tempo	hora	h	3600 s
tempo	dia	d	86400 s
ângulo plano	grau	°	(π/180) rad
ângulo plano	minuto	'	(π/10 800) rad
ângulo plano	segundo	"	(π/648 000) rad
comprimento	ângstrom	Å	10^{-10} m
área	barn	b	$10^{-23}\ m^2$
volume	litro	L ou l	$dm^3 = 10^{-3}\ m^3$

Grandeza física	Nome da unidade	Símbolo	Valor em unidades SI
massa	tonelada	t	Mg = 10^3 kg
massa	unidade unificada de massa atômica	u = $m_a(^{12}C)/12$	1,66054 ×10^{-27} kg
pressão	bar	bar	10^5 Pa
energia	elétron-volt	eV = e×V	1,60218 ×10^{-19} J

6.4 Símbolos de grandezas físicas

As grandezas físicas podem ser representadas por símbolos para abreviar a notação, proporcionar economia de espaço e facilitar a leitura. O emprego de símbolos padronizados facilita a troca de informação entre diferentes pessoas, ao evitar equívocos de interpretação. Pelos motivos expostos torna-se interessante adotar as recomendações da IUPAC o máximo que for possível.

Os símbolos de grandezas físicas devem geralmente ser uma letra do alfabeto latino (adotado no idioma português) ou grego. Podem ser utilizadas letras tanto maiúsculas ou minúsculas. A letra deve ser impressa com tipo itálico (inclinado para a direita). Quando necessário, podem ser anexados ao símbolo um índice (subscrito) ou expoente (sobrescrito). Os índices ou expoentes devem ser somente grafado em itálico quando representa símbolo de uma grandeza física ou um número; caso contrário, deve ser escrito em caracteres retos.

Exemplos:

C_p capacidade térmica à pressão constante (*p* grafado em itálico por denotar pressão)

n_i quantidade da *i*-ésima espécie (*i* grafado em itálico por representar um número)

S_B entropia da espécie B (B grafado em caractere reto)

M_{KCl} massa molar de KCl (KCl grafado em caracteres retos)

$\Delta_{vap}H^{\ominus}$ variação de entalpia padrão de vaporização (vap grafado em caracteres retos)

Note-se no último caso que o índice vap é afixado a Δ, não a *H*.

6.5 Cálculos com unidades (quantity calculus)

Quando há a necessidade de se realizar conversão entre diferentes unidades, ou cálculos que envolvem várias unidades diferentes, recomenda-se utilizar o procedimento que será exposto nesta seção. Este procedimento é conhecido formalmente em inglês como “quantity calculus”, mas este termo ainda não tem uma tradução oficial em português.

O procedimento, relativamente simples, consiste em aplicar as regras ordinárias da álgebra tanto para os números quanto para as unidades.

Exemplo: cálculo da pressão de 1,50 mol de gás ideal contido em um recipiente de 0,500 m^3 e mantido à temperatura constante de 300 K. A equação de estado de um gás ideal é dada por:

$$PV = nRT$$

que, ao se substituírem os valores conhecidos, torna-se:

$$P \times 0{,}500\ \mathrm{m^3} = 1{,}50\ \mathrm{mol} \times 8{,}315\ \mathrm{J\ K^{-1}\ mol^{-1}} \times 300\ \mathrm{K}$$

rearranjando:

$$P = \frac{1{,}50 \times 8{,}315 \times 300 \times \mathrm{mol} \times \mathrm{mol^{-1}} \times \mathrm{J} \times \mathrm{K^{-1}} \times \mathrm{K}}{0{,}500\ \mathrm{m^3}} = 7{,}48 \times 10^3\ \frac{\mathrm{J}}{\mathrm{m^3}} = 7{,}48 \times 10^3\ \mathrm{J\ m^{-3}}$$

lembrando que J = N×m = m^2 kg s^{-2} e Pa = N/m^2 = m^{-1} kg s^{-2}, o resultado final se torna:

$$P = 7{,}48 \times 10^3\ (\mathrm{m^2\ kg\ s^{-2}})\ \mathrm{m^{-3}} = 7{,}48 \times 10^3\ \mathrm{m^{-1}\ kg\ s^{-2}} = 7{,}48 \times 10^3\ \mathrm{Pa}$$

As unidades, quer sejam SI ou não SI, podem ser convertidas entre si, desde que sejam conhecidas os fatores de conversão, através de substituições feitas seguindo as regras da álgebra.

Exemplos:

1) Conversão de $7{,}48\times10^3$ Pa para kPa: a relação entre Pa e kPa é

$$\text{kPa} = 10^3\ \text{Pa} \Rightarrow \text{Pa} = 10^{-3}\ \text{kPa}$$

portanto

$$P = 7{,}48\times10^3\ \text{Pa} = 7{,}48\times10^3\ (10^{-3}\ \text{kPa}) = 7{,}48\ \text{kPa}$$

2) Conversão de 0,33 dm^3 para cm^3, lembrando que $dm = 10^{-1}$ m e $cm = 10^{-2}$ m; a relação entre dm e cm é dada por:

$$\text{dm/cm} = (10^{-1}\ \text{m})/(10^{-2}\ \text{m}) = 10 \Rightarrow \text{dm} = 10\ \text{cm}$$

portanto

$$V = 0{,}33\ \text{dm}^3 = 0{,}33\ (10\ \text{cm})^3 = 0{,}33\times10^3\ \text{cm}^3 = 3{,}3\times10^2\ \text{cm}^3$$

3) Conversão de 0,56 atmosfera para pascal, sabendo que atm = 101 325 Pa:

$$P = 0{,}56\ \text{atm} = 0{,}56\ (101325\ \text{Pa}) = 5{,}7\times10^4\ \text{Pa}$$

6.6 Apresentação de dados em tabelas

Nas tabelas e nos gráficos (veja a seguir) é conveniente utilizar o quociente da uma grandeza física e sua unidade, para se obter números puros. Também se pode multiplicar ou dividir este quociente pelo fator exponencial de base 10, para simplificar o valor. Quando houver possibilidade de confusão, deve-se empregar parêntesis para destacar a unidade.

Exemplos: $r = 3{,}45$ cm $\Rightarrow r/\text{cm} = 3{,}45$

$C(\text{NaOH}) = 0{,}101$ mol $L^{-1} \Rightarrow C(\text{NaOH})/(\text{mol}\ L^{-1}) = 0{,}101$

$V = 2{,}38\times10^{-6}$ L $\Rightarrow V/(10^{-6}\,\text{L}) = 2{,}38$

Uma tabela consiste em um arranjo retangular de células contendo dados. A localização de uma célula na tabela pode ser especificado pela linha (no sentido vertical) e pela coluna (no sentido horizontal). O exemplo a seguir demonstra como construir uma tabela.

Exemplo: em 5 béqueres, identificados como A, B, C, D e E, serão misturadas soluções de iodeto de sódio e de nitrato de chumbo, onde se espera que ocorra a precipitação de um produto. Deve ser construída uma tabela onde conste, para cada béquer, os seguintes dados: volume da solução de iodeto de sódio, volume da solução de nitrato de chumbo, quantidade de iodeto de sódio, quantidade de nitrato de chumbo e a massa do precipitado obtido.

TABELA 1: massa de precipitado obtido pela reação entre soluções de NaI 0,50 mol L^{-1} e de $Pb(NO_3)_2$ 0,50 mol L^{-1}

Béquer	***V*(NaI)/mL**	***V*[$Pb(NO_3)_2$]/mL**	***n*(NaI)/(10^{-3} mol)**	***n*[$Pb(NO_3)_2$]/(10^{-3} mol)**	***m*(ppt)/g**
A	0,0	5,0	0,0	2,5	0,00
B	5,0	5,0	2,5	2,5	0,58
C	10,0	5,0	5,0	2,5	1,15
D	15,0	5,0	7,5	2,5	1,15
E	20,0	5,0	10,0	2,5	1,15

Neste caso, pode-se organizar os dados de cada béquer em uma linha; assim, em cada coluna deverá constar cada um dos dados requeridos. Na primeira linha deve-se especificar o tipo de informação contida em cada uma das colunas. A tabela deve ser antecedida por um título que fornece informação necessária para permitir a sua interpretação, de forma independente e autossuficiente.

6.7 APRESENTAÇÃO DE DADOS EM GRÁFICOS

Há várias maneiras de se representar dados na forma de gráficos, e nesta seção será explicada como construir um gráfico de coordenadas cartesianas, ou do tipo *x*-*y*. Este tipo de gráfico é útil para correlacionar duas grandezas entre si, onde se considera que uma das grandezas (variável dependente) é função de uma outra (variável independente).

Se for tomada como exemplo a tabela acima, pode-se ver que a massa do precipitado é função da quantidade adicionada de iodeto de sódio. Deve-se então traçar os eixos coordenados *x* e *y*, subdividindo-os segundo escala espaçada em intervalos uniformes e que representem valores numéricos simples, conforme o Gráfico 1. Note que a escala *y*, por exemplo, está espaçada em intervalos uniformes e com números simples, e não como: 0, 0,58 e 1,15, apesar de serem estes os valores da tabela. Uma vez definidas as escalas dos eixos, assinale cada ponto nas posições (*x*,*y*) correspondentes. Em cada eixo, além das subdivisões e dos valores numéricos, deverão constar também o quociente entre a grandeza e a unidade.

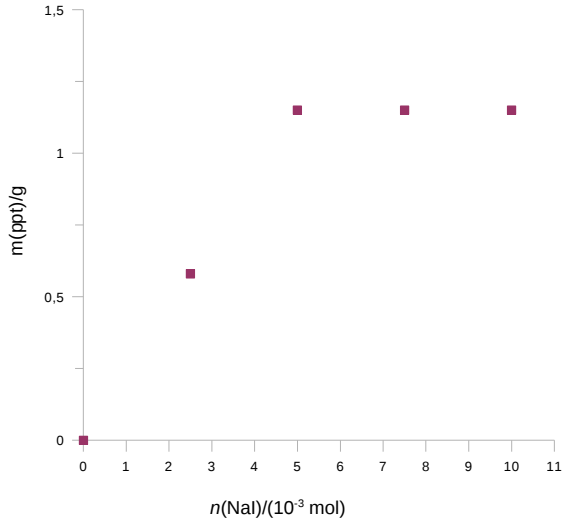


Gráfico 1: massa de precipitado obtido da reação de soluções de NaI 0,5 mol L^{-1} e $Pb(NO_3)_2$ 0,5 mol L^{-1}.

Para se traçar o gráfico, deve-se ter uma expectativa do tipo de curva ou de reta que deverá ser utilizada. No exemplo dado, devem ser traçadas duas retas, sendo que uma delas deve passar pela origem (0,0). Tem-se então uma figura do tipo apresentada no Gráfico 2.

Para se saber que tipo de curva deve ser traçada, deve-se ter uma idéia da relação que existe entre a variável independente e a variável dependente. Para tanto, é necessário saber quais princípios químicos e físicos estão afetando as variáveis em questão. No exemplo dado, pode-se esperar que a massa do precipitado produzido deve ser proporcional à quantidade do reagente NaI adicionado, que resulta em uma reta ascendente. Entretanto, quando o outro reagente – $Pb(NO_3)_2$ – é totalmente consumido, não há uma produção maior de precipitado, por mais que se adicione NaI; por isso observa-se a segunda reta, de massa constante.

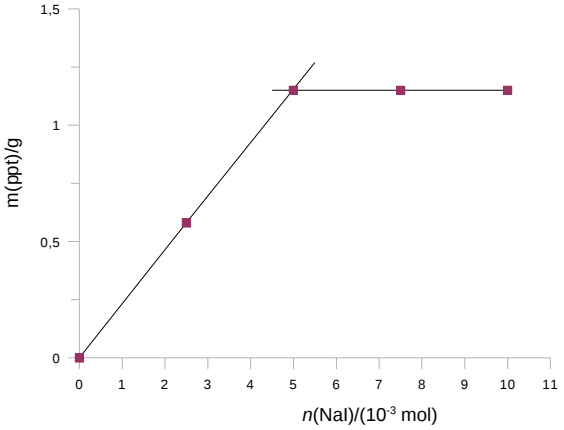


Gráfico 2: massa de precipitado obtido da reação de soluções de NaI 0,5 mol L^{-1} e $Pb(NO_3)_2$. 0,5 mol L^{-1}.

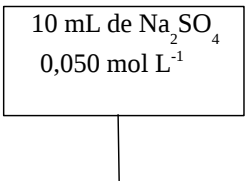
6.8 Referência bibliográfica

1. MILLS, I.; CVITAŠ, T.; HOMANN, K.; KALLAY, N.; KUCHITSU, K. *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry*, 2ª Ed. Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1993.

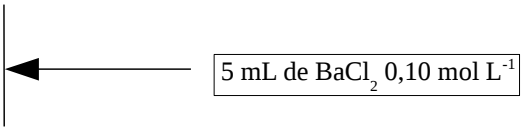
7. Elaboração de fluxograma de experimento

Antes de entrar no laboratório para desenvolver qualquer trabalho, um bom químico deve saber exatamente quais procedimentos deverão ser seguidos. Portanto para que uma atividade experimental seja bem sucedida é necessário que se faça um bom planejamento. Uma das formas de facilitar a interpretação de um roteiro de experimento é representá-lo de forma diagramática como em um fluxograma. A seguir estão descritos os símbolos comumente utilizados para a montagem de fluxogramas.

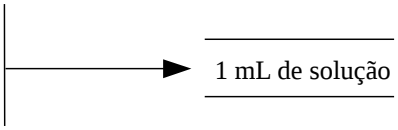
a) Os nomes, fórmulas e quantidades dos materiais iniciais (reagentes) são inscritos em um retângulo colocado no começo do diagrama. A partir da base do retângulo traça-se uma linha vertical que chega até a fase operacional seguinte:



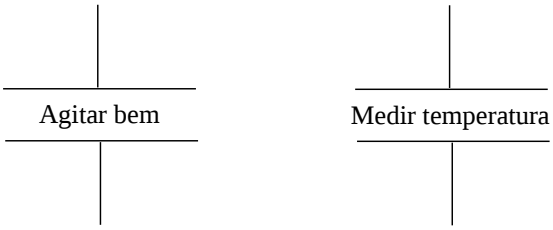
b) A adição de um reagente aos materiais iniciais é indicada por meio de uma flecha perpendicular à linha vertical que une as duas fases do processo:



c) Indica-se a retirada de uma porção da mistura de reação com uma flecha que parte da linha vertical. A porção separada ficará entre duas linhas horizontais paralelas:



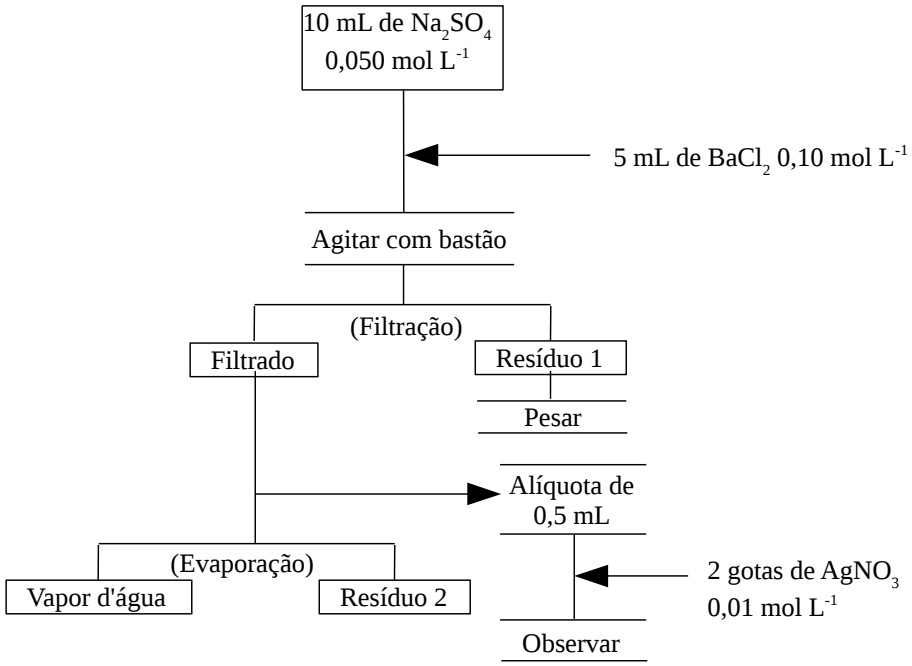
d) As operações realizadas na mistura de reação que não impliquem em separação de componentes devem ser representadas pela interrupção da linha vertical, por duas linhas horizontais paralelas. A descrição da operação fica compreendida no espaço entre as duas linhas:



e) Uma operação que implique na separação dos componentes da mistura é indicada traçando-se uma linha horizontal no fim da linha vertical. O nome da operação é escrito entre parênteses, debaixo da linha horizontal. Os produtos resultantes de uma separação são encerrados em retângulos, os quais são unidos por linhas verticais às extremidades da linha horizontal:

f) Os produtos resultantes de qualquer operação também são fechados em retângulos:

7.1 Exemplo de Fluxograma



7.2 Referência Bibliográfica

1. CHEMICAL BOND APPROACH PROJECT. Química CBA - Sistemas Químicos, Vol.1. São Paulo: EDART Livraria Editora, 1969, p. 266-267.

8. Projeto de Experimento Livre

8.1 Objetivo

Permitir que a equipe de alunos trabalhe um experimento de livre escolha, dentro do tema atribuído pelos professores.

8.2 Introdução

O Projeto de Experimento Livre permite que o aluno escolha um experimento, dentro de um tema pré-estabelecido. O trabalho será dividido nas seguintes atividades: seleção, planejamento, preparação, execução, apresentação e elaboração de trabalho escrito. A seguir estão as instruções para executar cada atividade do projeto.

8.3 Atividade 1: seleção do experimento

Será sorteado para cada equipe de aluno um dos seguintes temas:

1) Separação de misturas.
2) Determinação quantitativa de compostos químicos.
3) Síntese e purificação de compostos orgânicos.
4) Síntese e purificação de compostos inorgânicos.
5) Uso de eletricidade em reação química.
6) Experimento usando composto natural.
7) Experimento usando composto comercial-industrial.
8) Experimento usando alimentos.

9) Experimentos envolvendo gases.

10) Experimentos envolvendo luz ou que se modificam pela ausência e presença de luz.

Uma vez atribuído o tema, o aluno deverá procurar experimentos pertinentes e preencher a Ficha de Seleção do Experimento que deverá ser entregue ao professor, até a data prevista no cronograma. Os experimentos devem ser buscados no periódico *Journal of Chemical Education* (publicação da Sociedade Americana de Química disponível na biblioteca de Ciência e Tecnologia da UFPR em versão impressa ou em forma digital no *site*: http://pubs.acs.org/journal/jceda8), sendo que uma fotocópia deve ser anexada à ficha a ser entregue; outra cópia deve ainda ficar da posse do aluno. Recomenda-se que sejam escolhidos textos que contenham um roteiro claro, em que estejam explicitados os objetivos e os procedimentos da prática. Ao fazer a busca, deve-se ter em mente que a execução do experimento não deve ultrapassar o limite de duas aulas de quatro horas, incluindo neste tempo o preparo de reagentes e amostras e a calibração de equipamentos. Cada aluno deverá entregar no mínimo uma ficha, portanto cada equipe terá dois ou mais experimentos para realizar.

Especial cuidado deve ser tomado ao se descrever o procedimento a ser seguido, e ao se especificar os materiais e os reagentes a serem utilizados, durante a anotação na ficha. Com base nestas informações o professor ou o técnico dará um parecer prévio sobre a viabilidade do experimento. Alguns experimentos poderão ser descartados por falta de condições materiais, pelo grau de dificuldade na execução ou na interpretação dos dados, ou ainda pelo seu risco e periculosidade.

Em data definida no cronograma (na segunda metade da aula reservada para a prova P1), a equipe indicará um experimento dentre as que foram apresentadas nas fichas, que será executado no laboratório. Se o professor der sua aprovação, com base nas restrições impostas no parágrafo anterior, deve-se passar para a atividade seguinte.

8.4 Atividade 2: planejamento e preparação

Esta é uma etapa-chave para o bom andamento do projeto. A equipe já deve dispor de um plano resumido, que consta na ficha de seleção do experimento. Porém nesta fase deve-se elaborar um planejamento com maior detalhamento, especificando todos os passos a serem realizados em aula. Devem ser especificados todos os reagentes e materiais necessários, as propriedades físicas, a toxidez e a periculosidade das substâncias envolvidas (pode ser consultado o *CRC Handbook of Chemistry and Physics* e o *Merck Index*) e uma descrição do roteiro do experimento, que pode ser na forma de fluxograma. Devem ser incluídos os procedimentos para as preparações de todas as soluções a serem utilizadas, e ainda quaisquer preparações ou manipulações prévias dos reagentes. O PLANEJAMENTO DEVE SER APROVADO PELO PROFESSOR, PARA O PROSSEGUIMENTO DAS ATIVIDADES.

Uma vez aprovado pelo professor, a equipe deverá preparar os materiais, os reagentes e as amostras para a execução do projeto. Há uma aula específica para isso, que consta no cronograma da disciplina como “Início do Projeto de Experimento Livre”. É nesta aula que todas as soluções devem ser preparadas a partir de reagentes puros ou concentrados, e alguns aparelhos deverão ser montados ou adaptados. Entretanto algumas atividades devem ser realizadas em horário extra aula e com devida antecedência, como aquisição de produtos comerciais (em mercados, lojas, farmácias, etc.) ou pedido de amostras às indústrias. O Departamento de Química não está obrigado a fornecer qualquer material que não seja o disponível no almoxarifado ou nas suas dependências; qualquer material externo será responsabilidade única e exclusiva da equipe.

8.5 Atividade 3: execução

Todas as etapas envolvendo a preparação e a execução dos experimentos devem ser supervisionadas por um dos docentes responsáveis e realizadas EXCLUSIVAMENTE nos horários e no espaço físico destinados à disciplina. Todas as atividades do Projeto de Experimento Livre são continuamente avaliadas e, se algo for realizado na ausência do professor, não terá valor para o cômputo de nota.

Todas as observações realizadas e os dados coletados devem ser anotados no Caderno de Laboratório, assim como quaisquer modificações adotadas no procedimento planejado, e as justificativas para isto ter ocorrido. A qualidade do relatório está diretamente ligada ao cuidado que se dedica às anotações.

Se surgir alguma dúvida, por mais trivial que possa parecer, solicite auxílio do professor. Em especial, não descarte nenhum material sem consultar antes o professor. Mesmo que tenha terminado a parte

experimental, aproveite o tempo restante da aula para fazer o tratamento dos dados coletados, com auxílio e supervisão do professor.

Todas as normas que regem as aulas ordinárias também se aplicam ao Projeto de Experimento Livre. Ao final da aula, procure manter a bancada e o *kit* de materiais do armário em condições de uso para a turma que virá na sequência. Se precisar deixar separado um dos materiais do *kit* fora do armário da bancada, solicite ao técnico um outro para fazer a reposição.

8.6 Atividade 4: apresentação do projeto

Como é esperado que haja uma grande variedade de conhecimentos adquiridos pelos alunos, serão organizadas apresentações dos projetos para que haja uma troca de informações. A apresentação é feita em um curto tempo, portanto os materiais devem ser preparados com antecedência e devem ser realizados ensaios preliminares cronometrados.

O tempo de apresentação deverá ser de 10 minutos, seguido de 5 minutos destinados a responder as dúvidas dos colegas e dos professores. O tempo deverá ser igualmente distribuído entre os membros da equipe; caso contrário, quem participar menos terá uma nota proporcionalmente menor.

A nota da apresentação levará em conta a dedicação e a participação dos alunos nesta atividade. Também será considerada a presença nas apresentações; o aluno que se ausentar nas apresentações dos colegas perderá nota. Serão considerados como faltas passíveis de diminuição de nota: apresentação muito curta ou excessivamente longa; displicência no preparo ou na condução da exposição; desconhecer o projeto desenvolvido; o assunto apresentado não for pertinente ao projeto; e falta de preocupação em tornar o assunto claro e inteligível para os colegas.

Além da troca de conhecimentos entre os colegas, esta atividade torna-se oportunidade para aprender a conduzir uma apresentação. Para muitos alunos esta será a primeira vez que fala em público, portanto é natural que erros sejam cometidos por inexperiência ou nervosismo. Não haverá diminuição na nota por causa destes erros, mas o professor fará as devidas observações e sugestões, visando contribuir para melhorar a formação do aluno.

A organização da exposição é da responsabilidade dos alunos. Estarão disponíveis recursos como o quadro negro e o projetor multimídia, que permite apresentar a tela de um computador ao público. Se for executar um experimento durante a apresentação, deve-se solicitar a autorização prévia do professor, e todos os materiais necessários devem ser providenciados com devida antecedência.

Modelo de apresentação

Apesar da escolha da forma de exposição ser livre, nesta seção serão dadas algumas sugestões que são frutos de experiências acumuladas no passado. Um bom uso destas sugestões poderá ser a chave para uma apresentação bem sucedida. O recurso do projetor multimídia permite que a apresentação seja mais agradável e mais clara (como lembra o ditado: “uma imagem vale por mil palavras”). Para utilizar este recurso, podem ser utilizados os programas *Power Point* da *Microsoft*, *Openoffice/LibreOffice Impress* ou equivalente. Se desejar utilizar outro programa, consulte o professor.

- Para uma apresentação de cerca de 10 minutos um bom número de *slides* é de 10 a 12; entretanto o número de *slides* depende de quanto tempo se gastará com cada um.
- Antes de mais nada, numa apresentação existe uma regra de ouro: “menos é mais”. Quanto menos coisas estiverem num *slide*, ou seja, quanto menos informações escritas e mais informações esquematizadas de rápida leitura, mais facilmente sua apresentação será entendida.
- O conteúdo pode ser dividido nos *slides* na seguinte sequência:
- **Slide 1:** é a capa da apresentação – deve conter o título do projeto, o nome dos apresentadores e outras informações relevantes como o nome da atividade onde se insere a apresentação (Projeto de Experimento Livre), a disciplina, o ano, o Departamento de Química da UFPR, os professores, a referência utilizada para preparar o experimento, etc.
- **Slide 2**: que contém os objetivos, coloque em itens quais foram os objetivos do trabalho realizado.
- **Slide 3**: é a introdução onde o assunto explorado na atividade realizada deve ser contextualizado baseado nas referências lidas quando se preparava o trabalho ou se tentava entender os resultados alcançados.

Pode-ser usar dois *slides* para esse fim caso seja necessário.

- **Slide 5**: apresenta a metodologia; nele deve ser descrito claramente, de preferência usando um fluxograma, como foi realizada a parte experimental. Coloque todo o detalhamento necessário para que a plateia entenda o que foi feito. Se o experimento necessitou a utilização de um equipamento, coloque seu esquema, desenho ou foto e a forma de utilização. Pode-se usar até três *slides* para esta parte.
- **Slide 8**: é para a apresentação dos resultados obtidos no experimento. Os gráficos, as tabelas e os esquemas são muito úteis na exposição dos dados coletados. Um a três *slides* devem ser suficientes.
- **Slide 11**: com as conclusões, em que se confrontam os resultados obtidos com os objetivos propostos no **Slide 2**. Procure responder à questão: "os objetivos iniciais propostos foram atingidos?". Caso afirmativo, mostre como se conseguiu isso, e quais resultados permitem tal conclusão. Caso contrário, justifique e mostre as razões do insucesso, as dificuldades e as limitações encontradas. Lembre-se, um trabalho experimental nem sempre é bem sucedido, mas quando os motivos que levaram a isso são bem explorados, podem no futuro gerar trabalhos com êxito.
- **Slide 12:** é o *slide* final, dedicado aos agradecimentos.
- Para os títulos use caracteres de tamanho 28 a 36 pontos, e no texto a recomendação para uma boa leitura é de 18 a 24 pontos. Padronize o tipo dos caracteres em toda a apresentação; pela sua legibilidade na projeção, uma boa escolha seria os tipos sem serifa (*sans serif*), como Arial ou Helvetica. Use negrito quando necessário para facilitar a apresentação.

- Cuidado com a utilização de cores: não faça uma apresentação muito colorida que pode dificultar a leitura durante a projeção. O mesmo vale para a figura de fundo, que deve ser a mais discreta possível e que não se deve confundir com o texto e outros elementos.
- Se quiser citar alguma referencia, vá adicionando a referência no rodapé do *slide* onde ela é citada. Por exemplo:

Parte experimental

Lorem ipsum dolor sit amet, consectetur adipiscing elit. Vestibulum consectetur ipsum tristique lorem sagittis eu facilisis eros vulputate. Quisque dictum augue et sem fringilla tempus. Duis neque nunc, ullamcorper id sagittis vel, pulvinar non dolor. In hac habitasse platea dictums [1]

[1] LOREM, I. D. *S. Amet. C.* 39(6), 139, **2014**.

Observação: na Universidade há várias apresentações e seminários ofertados gratuitamente para a comunidade universitária, inclusive para os estudantes. No Departamento de Química há o programa de seminários, cuja divulgação é feita por cartazes espalhados pelo prédio. Recomenda-se que você assista tais seminários, para se ter uma ideia deste tipo de divulgação que é bastante comum na comunidade cientifica.

8.7 Atividade 5: relatório

O objetivo final do projeto de experimento livre é a produção de um trabalho escrito, com uma descrição clara do procedimento que possa ser reproduzido por outros alunos. Os registros feitos no Caderno de Laboratório certamente ajudarão na produção deste trabalho, porém não deve ser uma simples cópia; ao contrário, um relatório científico tem uma organização bem definida, sendo que cada parte tem uma finalidade estabelecida. As orientações sobre como elaborar o relatório está descrito na subseção 8.7.

Excepcionalmente no caso do Projeto de Experimento Livre, a equipe terá a oportunidade de apresentar uma versão preliminar do relatório (pré-relatório) ao professor, para receber orientações sem que valha uma nota. Isto é feito porque o experimento não é tão direcionado como nas aulas ordinárias, o que pode levar alguns alunos a terem dificuldade em compreendê-lo. A equipe deverá levar o pré-relatório na aula prevista no cronograma para tal atividade, e receberá do professor as orientações quanto aos aspectos que merecem reparos ou adendos. Com isto está se concedendo oportunidade para que se apresente um relatório final de melhor qualidade, cuja nota será aquela que efetivamente compõe a nota do Projeto de Experimento Livre. Como o pré-relatório não recebe nota, os alunos que o deixarem de apresentar não serão penalizados; entretanto o rigor na correção do relatório final será igual para todos, mesmo para aqueles que tenham optado por não usufruir a oportunidade de receber as orientações do professor.

8.7.1 Orientação para elaboração do relatório

Antes de começar a escrever, a equipe deverá preparar todas as informações necessárias. Verifique se está de posse dos diversos dados que estavam disponíveis apenas quando sua equipe teve acesso ao laboratório, tais como: lista de reagentes (com procedência, validade, nome, fórmula, número do lote, estado, etc.), equipamentos utilizados (com nome, especificações, procedência e outras informações pertinentes) e vidrarias.

Após isso, comece a organizar seus dados com relação a:

a) equação das reações químicas trabalhadas no experimento;
b) cálculos (do preparo das soluções, das relações estequiométricas, das diluições, etc.);
c) elaboração de fluxogramas;
d) elaboração de tabelas;
e) elaboração de gráficos;
f) coleta de informações que um dado equipamento pode lhe fornecer;
g) alguns procedimentos ou coleta e tratamento de dados podem se repetir ou apresentar regularidades ao longo do que será relatado; neste caso, será mais produtivo se antecipar e organizar a descrição de forma a agrupar o que for comum e listar separadamente no que diferirem (por exemplo, se forem preparadas várias soluções com o mesmo procedimento mas com diferentes solutos e concentrações, descreva de forma genérica o procedimento adotado e, numa tabela a parte, liste os nomes dos solutos e as respectivas massas e concentrações).

Vencida esta etapa, passe para a escrita do relatório em si. Em geral espera-se que um relatório científico contenha algumas partes mas, dependendo da natureza do seu trabalho, algumas podem ser omitidas e outras acrescentadas. Aqui, nesta Disciplina, as partes abaixo delineadas obrigatoriamente deverão estar contidas no relatório:

1) **Capa:** colocar o nome da universidade, departamento, curso, disciplina, semestre e ano, título do relatório em destaque (deve ser o título do experimento), nome dos componentes da equipe, nome dos professores e data. Todas estas informações, já na capa do relatório, ajudam o avaliador a rapidamente organizar as informações a serem lidas.
2) **Índice:** faça uma lista crescente de itens colocando os títulos e subtítulos com as respectivas páginas em que se iniciam no relatório. Esta parte só pode ser feita no final.
3) **Lista de símbolos e abreviaturas:** faça uma lista de símbolos e siglas usados no relatório, caso seja necessário. Se for utilizada fórmula química para representar uma espécie, por exemplo CH_3CN para representar o acetonitrila, não se faz necessário incluir nesta lista por ser uma representação universal. Entretanto se resolver usar a sigla ACN quando se referir a esta mesma substância, deve-se especificar esta notação e o respectivo significado no relatório, por não ser uma representação aceita universalmente.
4) **Resumo em português do trabalho efetuado:** faça um pequeno resumo do que se trata o relatório apresentado, composto por um único parágrafo de, no máximo, uma página. Esta parte serve para que o leitor consiga ter uma ideia preliminar sobre todo o trabalho (contendo os objetivos do projeto, as metodologias empregadas, os resultados obtidos e as conclusões tiradas) numa leitura rápida, sem precisar folhear todo o relatório. Não cabe colocar no resumo conceituação teórica, revisão

bibliográfica, referências e outros elementos que devem ser localizados somente no corpo do relatório.

5) **Objetivos:** descreva de forma concisa quais foram os objetivos propostos pelo experimento e que se deveriam alcançar. Para um aluno que não está familiarizado com o experimento, esta seção traz grandes dificuldades, por não reconhecer aonde se pretende chegar. Portanto não é raro que se consiga elaborar os objetivos somente após escrever a parte dos resultados e discussão do relatório. Costumeiramente divide-se esta seção do relatório em objetivos gerais – geralmente são perguntas amplas sobre algum assunto ou algum problema a ser resolvido – e objetivos específicos, compostas por etapas menores necessárias para atingir os objetivos gerais. Por exemplo, no Experimento 2: comportamento do cobre sólido imerso em solução de nitrato de prata , o maior objetivo é determinar em que proporção reagem cobre e nitrato de prato. Para atingir este objetivos maior, outros objetivos menores e mais específicos devem ser atingidos, como "preparar uma solução com massa conhecida de nitrato de prata", "fazer a reação entre o cobre e a solução de nitrato de prata", "observar a reação para identificar os produtos formados", etc.

6) **Introdução:** a introdução serve para contextualizar o leitor sobre o assunto de que o relatório trata, assim é necessário deixar bem claro o tema do trabalho. O contexto inclui os motivos que levaram a selecionar o experimento e a sua importância, aspectos que serão abordados dentro do assunto, o embasamento teórico do trabalho (isto é, uma explicação breve das teorias envolvidas no experimento) e uma descrição das técnicas e procedimentos a serem empregados. Esta parte inicia-se com a justificativa da escolha do experimento para execução, e os motivos que levaram a descartar os demais selecionados. Liste todos os experimentos que constam nas fichas que foram entregues ao professor. Na sequência, vêm as informações que mostram a relevância do experimento ou que possam situar o leitor sobre o assunto envolvido (conceitos, técnicas, princípio de funcionamento dos equipamentos, significado físico das grandezas medidas). Para elaborá-la é necessário um pouco de pesquisa bibliográfica. Prosseguindo o exemplo do Experimento 2, foi feita uma reação entre um metal e uma solução salina que produziu outro metal sólido. Este produto foi decantado, lavado e seco, a sua massa foi determinada e foram realizados cálculos para se chegar a uma relação estequiométrica. Este experimento envolveu preparo de solução, reações de oxirredução, decantação, secagem de sólido, cálculos estequiométrico, etc. Logo, estes tópicos são importantes e seu embasamento teórico deve ser dado na introdução. Uma possível forma de estruturar a introdução seria:

   a) dissertação sobre reação de oxirredução entre um metal sólido e um sal em solução aquosa, com previsão sobre os possíveis produtos formados;
   b) discussão sobre a forma e tamanho dos cristais de prata formados e sua influência na eficiência da decantação;
   c) descrição dos processos de separação, secagem e recuperação de produtos sólidos obtidos em reações químicas.
   d) discussão sobre as relações de massa entre os reagentes e produtos de uma reação, e como se determina a sua estequiometria.

   Para ajudá-lo na busca destes conteúdos na literatura tente identificar as palavras chaves de assuntos abordados no experimento que direcionarão a sua introdução, como por exemplo *"preparo de soluções"* ou *"decantação"*. Desta forma, você pode buscar textos em livros ou nos bons arquivos científicos disponíveis em meios eletrônicos, sobre os temas englobando aquelas palavras chaves. Os materiais encontrados podem ser colocados na introdução, mas tudo que foi retirado de um trecho lido deve ser citado como referência, para não configurar plágio. No final do relatório deve haver uma lista de referências citadas de forma completa, numeradas em ordem crescente. Uma referência utilizada no texto deve aparecer entre colchetes, ou alternativamente, como um expoente (sobrescrito).

   Exemplo: o trecho abaixo exemplifica uma frase que remete à referência de número 2.

   ... o precipitado deve ser conversível em uma substancia pura de composição química definida [2].

   ... o precipitado deve ser conversível em uma substancia pura de composição química definida[2].

   No final do relatório, na parte de referencias bibliográficas, o item [2] será citado como:

[2] BASSETT, J.; DENNEY, R.C.; JEFFERY, G. H.; MENDHAM, J. *VOGEL, análise inorgânica quantitativa*. Editora Guanabara, 4ª ed., 1981. p. 335-371.

Esta seção do relatório deve conter apenas o suficiente para municiar o leitor na compreensão do experimento e, portanto, as informações extras devem ser remetidos para as referências bibliográficas. Não se aceita que se copie trechos de textos só para fazer volume, pois a avaliação não se dará pela quantidade de palavras escritas; os critérios principais são a suficiência e pertinência do texto ao projeto realizado pela equipe.

7) **Metodologia:** recomenda-se começar por esta parte pois, como se trata de um trabalho que efetivamente foi realizado no laboratório, será mais fácil escrever. Entretanto deve-se prestar muita atenção enquanto escreve, para se ater às normas de expressão aceitas pela comunidade científica. Nesta parte, bem como no restante do relatório, não se deve usar linguagem coloquial, com expressões banais, corriqueiras ou gírias. Por exemplo, seria errado escrever: “eu peguei a paradinha (solução do sal) e tipo misturei com água com aquela coisa de vidro (bastão de vidro) e girei até que o treco sólido (soluto) tipo desapareceu (solubilizou)”. Evidentemente o exemplo é grosseiro e dificilmente algum aluno descreveria assim o seu trabalho experimental, no entanto serve para chamar a atenção para o fato de que estamos acostumados a relatar oralmente de uma forma, mas a expressão escrita em formato de relatório é regida por regras diferentes. Uma das maneiras corretas poderia ser: “... ao sólido de sulfato de magnésio (0,632 g) contido em um béquer de 100 mL foram adicionados 4 mL de água destilada. A mistura foi agitada com um bastão de vidro até total solubilização...”. Veja que a voz recomendada é na terceira pessoa: “foi feito” ou “foram feitos” em vez de “eu fiz” ou “nós fizemos” (“nós feis” ou “a gente fizemos” são inaceitáveis! Cuidado com os erros de ortografia e gramática), “a mistura foi agitada” em vez de “eu agitei”, “nós agitamos” ou simplesmente “agitamos”.

   Para facilitar o relato, a parte de metodologia pode ser subdividida em duas partes:

   I- Materiais

   Liste todo o material utilizado, tanto vidraria como reagentes e equipamentos. Coloque a procedência do reagente, o grau de pureza, a validade, a fórmula e o nome correto. A marca e especificação de cada equipamento devem ser citadas também.

   II- Métodos

   Descreva tudo o que foi feito no laboratório, como por exemplo, o preparo das soluções, a reação de precipitação, o procedimento de secagem e o procedimento de pesagem. Descreva o mais objetivamente qual foi o procedimento adotado no laboratório. O procedimento não é uma cópia pura e simples do roteiro em que a equipe se baseou. Deve-se escrever exatamente o que foi feito no laboratório, de forma resumida, porém suficientemente clara para que possa ser reproduzida pelo leitor. Ressalva-se que é desnecessário dividir a descrição entre as duas aulas como itens separados, pois o texto ficaria fragmentado e de difícil leitura. Utilize o tempo verbal passado (pretérito) na redação das frases, pois você estará descrevendo ações que já foram concluídas. Faça um fluxograma para deixar mais claro o procedimento. Nesta descrição você deve fornecer detalhes como quantidades utilizadas, temperaturas medidas ou de trabalho, vidrarias, esquemas de montagens, tempos gastos e outras informações importantes para saber o que foi realizado. A descrição do método deve conter tantos detalhes quanto forem necessários para que qualquer pessoa que venha a ler o relatório consiga reproduzir com sucesso o que foi feito. Descreva detalhadamente as técnicas empregadas, os equipamentos utilizados e os procedimentos seguidos.

8) **Resultados e discussão:** uma boa maneira de iniciar a discussão é deixar explícito o que se pretendia obter no experimento, seguido dos dados coletados, a análise e o tratamento destes dados, até se chegar aos resultados desejados. Use os dados organizados no início do trabalho de elaboração do relatório para guiar a escrita desta parte. Estes dados podem estar organizados na forma de tabelas, esquemas e figuras, que devem ser numerados em ordem que aparecem no texto. Ao citar e discutir os esquemas, tabelas e figuras no relatório faça-o em letra maiúscula (por exemplo: “Na Figura 3 podemos observa a variação de...” ou ainda, “O Esquema 1 representa a montagem de...” e “Na Tabela 5 estão colocados os dados da variação da...”). Mostre as equações químicas das reações

realizadas no laboratório, quando houver. Numere estas equações e, quando uma delas é discuta no texto, procure citá-la pelo número que foi dado. Mostre cada etapa dos cálculos realizados, desde os dados brutos iniciais até chegar aos resultados desejados. Expresse sua opinião em relação aos resultados obtidos, comparando com os valores que eram esperados e, caso encontre discrepâncias, procure justificar à luz da literatura consultada na introdução ou nos possíveis erros experimentais. Quando houver um grande número de dados, torna-se mais claro e compacto apresentá-los na forma de tabelas e gráficos. Procure no Manual a forma recomendada para organizar os dados nesta forma.

9) **Conclusão:** nesta parte se deve retomar cada um dos objetivos propostos para o trabalho e, com base nas observações que foram realizadas, comentar se foi atingido de forma satisfatória ou não. Baseado em tudo o que foi feito, lido e obtido e nos objetivos inicialmente propostos, escreva as principais conclusões do trabalho. Coloque sua opinião sobre cada etapa realizada, como o preparo do experimento, os procedimentos realizados e a coleta e a análise dos dados.

10) **Referências Bibliográficas:** Coloque as referências bibliográficas numeradas em ordem de aparecimento no texto. Use como modelo os exemplos a seguir.

Para livros: Nome dos autores abreviados seguidos por sobrenome. Nome de autores separados por vírgulas. Nome do livro, nome da editora, edição, cidade da edição, volume do livro (se for o caso), capítulo, página(s) consultada(s), ano da edição. *Exemplo:*

[1] J. T. Groves, T. J. McMurry, *Citocrome P-450, Structure, Mechanism and Biochemistry*, Editora Plenum.Press, Quarta edição edição, Nova York, Volume 2, capítulo I Pagina 10-12 (1986).

Para artigos: Nome dos autores abreviados seguidos por sobrenome. Nome de autores separados por vírgulas. Nome abreviado da revista na qual o artigo foi publicado. Em geral a revista é um periódico científico e tem regra própria para a sua abreviação, como no exemplo abaixo em que a revista é o "*Bulletin de la Societe Chimique de France*" foi abreviado para "*Bull. Soc. Chim. Fr.*" (é comum as abreviações constarem nas próprias páginas da revista). Após a abreviatura segue-se o volume, o ano e a página inicial, podendo-se também colocar a página final. *Exemplos:*

[2] B. Meunier, D. Mansuy, *Bull. Soc. Chim. Fr.* 4 (1986) 578.

[3] D. Dolphin, D. Lexa, *J. Am. Chem. Soc.* 29 (1990) 1028-1029.

Para trabalhos apresentados em congressos e eventos: Nomes dos autores abreviados seguidos por sobrenome, seguido do local onde foi divulgado o trabalho apresentado, seu meio de divulgação, seguido do volume, página e ano. *Exemplo:*

[4] A. J. G. Zarbin, P. G. P Zamora, S. Nakagaki, Livro de Resumos da 22ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química, vol. 1, QI-169, (1999).

Para páginas *web* na internet: via de acesso às páginas na *web* (URL ou URI) seguido pelo dia e hora em que as consultou. *Exemplo:*

[5] http://www.iun.edu/~cpanhd/C101webnotes/chemical%20reactions/precipitation.html, acesso em 16/01/2009 às 15h32min.

Ao final do relatório, é obrigatório anexar uma fotocópia do livro ou revista do qual se retirou o experimento. Se a fonte for a Internet, deve-se imprimir o arquivo para anexar ao relatório.

11) **Data e assinaturas dos membros da equipe:** coloque no final, logo após a última referência bibliográfica. Evite assinar numa folha isolada para evitar fraudes (uma pessoa mal intencionada poderia se apossar do seu relatório e substituir a capa e a última página).

O relatório deve ser elaborado num editor eletrônico de textos e apresentado impresso em papel. Em relação à forma, os parágrafos devem ter as margens justificadas e o entrelinhamento deve ter um espaço de

no mínimo 1,5 linha. Os caracteres podem ter decorações conhecidas como serifa (tipos *serif* como Times, Times New Roman ou assemelhados) ou não tê-la (tipos *sans serif* como Arial, Helvetica ou assemelhados). Entretanto os tipos sem serifa apresentam o inconveniente da letra "I" maíuscula ter o mesmo aspecto da letra "L" minúscula, portanto demandam cuidados ao grafar o símbolo químico de cloro (Cl). Neste Manual, por exemplo, o corpo de texto usa tipos com serifa, enquanto os títulos são sem serifa. As páginas devem ser numeradas de forma sequencial, com as exceções da capa e do sumário, e devem ser impressas somente numa das faces de cada folha, ficando os versos em branco.

8.8 Avaliação

A avaliação será individual, isto é, membros da mesma equipe não necessariamente terão a mesma nota, dependendo do grau de participação e de aproveitamento do projeto. Será atribuída nota em escala numérica entre 0 (zero) a 100 (cem), que comporá a Média Parcial da disciplina. Os seguintes critérios entrarão na composição da nota do Projeto de Experimento Livre:

I)	Entrega da ficha de seleção e preparação do experimento	10 pontos.
II)	Entrega do relatório	10 pontos.
III)	Presença nas aulas de execução do experimento (5 pontos por aula)	15 pontos.
IV)	Presença na aula de apresentação do projeto	5 pontos.
V)	Nota de participação e aproveitamento da execução do experimento	15 pontos.
VI)	Nota da apresentação do projeto	15 pontos.
VII)	Nota do relatório do projeto	15 pontos.
VIII)	Nota de postura e comportamento durante o projeto	15 pontos.
	Total	**100 pontos.**

Observação: pode-se nos itens (III) e (IV) atribuir nota menor que o máximo se o aluno se ausentar durante a atividade em andamento, sem justificativa cabível e sem que tenha sido devidamente autorizado.

Modelo de ficha de seleção de experimento

O aluno deve entregar as informações tabeladas como no modelo abaixo, usando o espaço que for necessário. Não precisa necessariamente ser digitado.

CQ139 – Introdução à Química Geral Experimental: Projeto de Experimento Livre	
Nome dos integrantes da equipe	
Turma	Bancada
Tema sorteado:	
Título dado ao experimento dentro do tema:	
Objetivo da execução do experimento:	
Resumo das atividades a serem desenvolvidas no experimento:	
Cronograma das atividades de cada aula	
Primeira aula	Segunda aula
Material necessário:	
Vidrarias(tipo e quantidade)	Reagentes (nome e quantidade)
Procedimento (descrição detalhada)	
Referências Bibliográficas	

9. Equipamentos básicos de laboratório de química

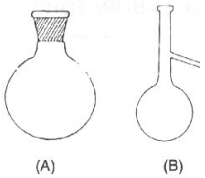
A execução de qualquer tarefa num laboratório de Química envolve uma variedade de equipamentos que devem ser empregados de modo adequado, para evitar danos pessoais e materiais. A escolha de um determinado aparelho ou material de laboratório depende dos objetivos e das condições em que o experimento será executado. Entretanto, na maioria dos casos, pode ser feita a seguinte associação entre equipamento e finalidade.

9.1 Material de vidro

Balão de fundo chato ou de Florence:

Utilizado no armazenamento e no aquecimento de líquidos, bem como em reações que se processam com desprendimento de gás. Deve ser aquecido sobre a tela de amianto.

Balão de fundo redondo



Muito usado em destilações, para colocação do líquido a ser destilado ou para a coleta do líquido após a condensação do vapor (A). Nas versões mais modernas apresenta boca esmerilhada de diâmetro padronizado. Pode se apresentar também na forma de balão de destilação (B), que possui gargalo longo e é provido de saída lateral por onde passam os gases e vapores.

Balão volumétrico

Recipiente calibrado, de precisão, destinado a conter um determinado volume de liquido, a uma dada temperatura. É utilizado no preparo e na diluição de soluções de concentração definida (soluções padrão). Como o volume nominal dos balões volumétricos é geralmente calibrado a 20ºC, não é recomendado colocar soluções aquecidas no seu interior, nem submetê-los a temperaturas elevadas.

Bastão de vidro

Usado na agitação e na transferência de líquidos. Quando envolvido em uma das extremidades por um tubo de látex é chamado de "policial" e é empregado na remoção quantitativa de precipitados.

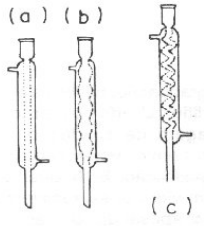
Béquer

Recipiente com ou sem graduação, de forma alta (Berzelius) ou baixa (Griffin). Usado no prepraro de soluções, na pesagem de sólidos e no aquecimento de líquidos, bem como em reações de precipitação e recristalização. É freqüentemente confeccionado em vidro pirex, resistente a temperaturas elevadas. Apesar disso, não resiste aos choques nem às variações bruscas de temperatura. Pode ser aquecido sobre a tela de amianto.

Bureta

Equipamento TD calibrado para medida precisa de volume. Permite o escoamento de líquido e é muito utilizada em titulações. Possui uma torneira controlada de vazão na sua parte inferior. São encontradas no comércio buretas com capacidades que variam de cinco a cem mililitros microburetas com capacidade mínima de cem microlitros. As buretas automáticas possuem dispositivos capazes de abastecê-las automaticamente, evitando a contaminação do titulante com, CO2 do ar.

Condensador



Equipamento destinado a condensação de vapores, utilizado em destilações ou aquecimentos sob refluxo. Os mais comuns são:
a) condensador reto: apresenta uma superfície de condensação pequena e por isso não é apropriado para o resfriamento de líquidos de baixo ponto de ebulição.
b) condensador de bolas: empregado em refluxos. Contribui para que os vapores condensados retornem ao balão de origem.
c) condensador de serpentina: proporciona maior superfície de condensação e é usado principalmente no resfriamento de vapores de líquidos de baixo ponto de ebulição.

Cuba de vidro

Recipiente geralmente utilizado em recristalizações. Também, para conter misturas refrigerantes.

Dessecador

Usado no armazenamento de substâncias que devem ser mantidas sob pressão reduzida ou em condições de umidade baixa.

Frasco de Erlenmeyer

Recipiente largamente utilizado na análise titulométrica, no aquecimento de líquidos e na dissolução de substâncias. Pela sua forma cônica, é muitas vezes utilizado para conter soluções durante reações conduzidas sob agitação.

Frasco de Kitasato

Frasco cônico de paredes reforçadas, munido de saída lateral. É usado em filtrações sob sucção (ou pressão reduzida)

Frasco para reagentes

São encontrados em vários tamanhos e diferem, quanto à cor, em frascos incolores ou de cor âmbar. Estes últimos são utilizados para conter reativos e substâncias fotossensíveis.

Funil de separação

Vidraria largamente utilizada em extração, decantação, separação de líquidos imiscíveis e adição gradativa de líquidos reagentes durante uma reação química.

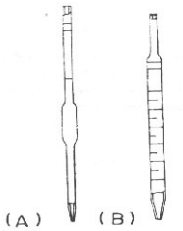
Funil simples

Empregado na transferência de líquidos e em filtrações simples, utilizando papel de filtro adequado.

Pesa-filtro

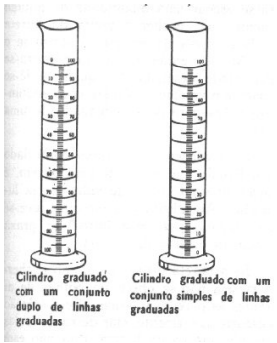
Recipiente destinado à pesagem de sólidos e de líquidos.

Pipeta



Instrumento calibrado para medida precisa e transferência de determinados volumes de líquidos, a dada temperatura. Existem basicamente dois tipos de pipetas: as volumétricas ou de transferências (A) e as graduadas (B). As primeiras são utilizadas para escoar volumes fixos, enquanto as graduadas são utilizadas para escoar volumes variáveis de líquidos.

Proveta ou cilindro graduado:


Cilindro graduado com um conjunto duplo de linhas graduadas
Cilindro graduado com um conjunto simples de linhas graduadas

frasco destinado a medidas aproximadas de volume. São encontradas no comércio provetas TC e TD, com volume nominal variando de cinco mililitros a alguns litros.

Termômetro

Instrumento apropriado para medida de temperatura.

Tubo de ensaio

Geralmente utilizado em reações tipo teste e em ensaios de precipitação, cristalização e solubilidade. Pode ser aquecido, com cuidado, diretamente sobre a chama do bico de gás.

Vidro de relógio

Utilizado no recolhimento de sublimados, na pesagem de substâncias sólidas, em evaporações e na secagem de sólidas não-higroscópicos.

9.2 Material de porcelana

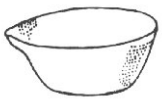
Almofariz e pistilo

Destinados à pulverização e homogeneização de sólidos, bem como na maceração de amostras que devem ser preparadas para posterior extração. Podem ser feitos de porcelana, ágata, vidro ou metal.

Cadinho

Usado na secagem, no aquecimento e na calcinação de substâncias. Pode ser feito de porcelana, metal ou Teflon®.

Cápsula



Usada na evaporação de soluções, na sublimação e secagem de sólidos e na preparação de misturas.

Espátula

Usada para transferir substâncias sólidas, especialmente em pesagens. Pode ser fabricada em aço inoxidável, porcelana e plástico.

Funil de Büchner

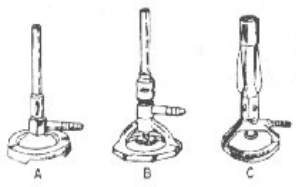
Utilizado em filtrações por sucção (ou sob pressão reduzida), devendo ser acoplado a um frasco Kitasato.

Triângulo de porcelana

Usado como suporte no aquecimento de cadinhos.

9.3 Material de metal

Bico de gás

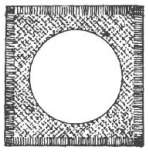


Fonte de calor destinada ao aquecimento de materiais não inflamáveis. A chama de um bico de gás pode atingir temperatura de até 1500ºC. Existem vários tipos de bicos de gás (ver figura), mas todos obedecem a um mesmo princípio básico de funcionamento: o gás combustível é introduzido numa haste vertical, em cuja parte inferior há uma entrada de ar para suprimento de oxigênio, o gás é queimado no extremo superior da haste. Tanto a vazão do gás quanto a entrada de ar podem ser controladas de forma conveniente. Os tipos mais comuns de bicos de gás são: (A) bico de Bunsen; (B) bico de Tirril; e (C) bico de Mecker.

Pinças

As pinças de Mohr (A) e de Hoffmann (B) têm por finalidade impedir ou reduzir o fluxo de líquidos ou de gases através de tubos flexíveis. Já a pinça representada em (C) é muito empregada para segurar objetos aquecidos, especialmente cadinhos.

Tela de amianto



Tela metálica, contendo amianto, utilizada para distribuir uniformemente o calor durante o aquecimento de recipientes de vidro ou de metal expostos à chama do bico de gás.

Tripé

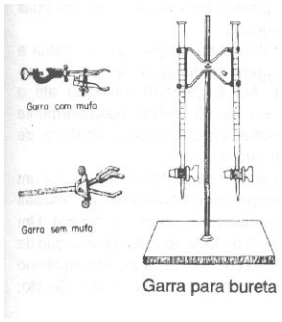
Usado como suporte, principalmente de telas de amianto e triângulos de porcelana.

9.4 Material de metal usados em montagens

Argola

Usada como suporte para funis e telas de amianto.

Garras

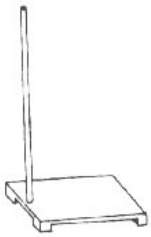


São feitas de alumínio ou ferro, podendo ou não ser dotadas de mufas. Ligam-se ao suporte universal por meio de parafusos e destinam-se à sustentação de utensílios com buretas, condensadores, frascos Kitasato e balões de fundo redondo.

Mufa

Adaptador de ferro ou alumínio com parafusos nas duas extremidades, utilizada para a fixação de garras metálicas ao suporte universal.

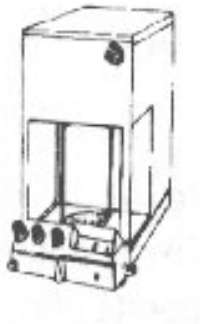
Suporte universal



Serve para sustentar equipamentos em geral.

9.5 Materiais diversos

Balança analítica

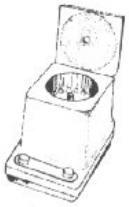


Instrumento utilizado para determinação de massa. As balanças analíticas podem ser classificadas em duas categorias: a) balança de braços iguais: efetua a pesagem mediante a comparação direta. Foi largamente utilizada até a década de 50, sendo posteriormente substituída pela balança analítica de prato único. b) Balança de prato único: possui um contrapeso que balanceia as massas conhecidas e o prato (ver figura). Um objeto é pesado através da remoção de massas conhecidas até que o equilíbrio com o contrapeso seja restabelecido; deste modo, o valor da massa desconhecida é igual ao total das massas removidas.

Banho-maria

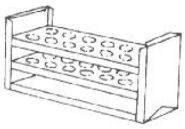
equipamento utilizado para aquecimento e incubação de líquidos a temperaturas inferiores a 100ºC.

Centrífuga



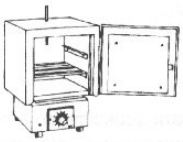
Instrumento que serve para acelerar a sedimentação de sólidos suspensos em líquidos. É empregado, também, na separação de emulsões.

Estante para tubos de ensaio



Pode ser feita de metal, acrílico ou madeira

Estufa

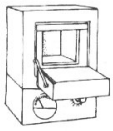


Equipamento empregado na secagem de materiais por aquecimento. Atinge, em geral, temperaturas de até 200ºC.

Manta elétrica

Utilizada no aquecimento de líquidos contidos em balões de fundo redondo.

Mufla ou forno



Utilizada na calcinação de substâncias. Atinge em geral, temperaturas na faixa de 1000 a 1500ºC.

Pinça de madeira

Utilizada para segurar tubos de ensaio, geralmente durante aquecimento.

Pisseta ou frasco lavador

Frasco próprio para armazenamento de pequenas quantidades de água destilada, álcool ou outros solventes. É usado para efetuar a lavagem de recipientes ou precipitados com jatos do líquido nele contido.

Trompa de água

Dispositivo para aspirar o ar e reduzir a pressão no interior de um frasco. É muito utilizado em filtrações por sucção, geralmente adaptado a um frasco kitasato.

9.6 Referências bibliográficas

1. MILAGRES, B. G. *et alli*. *Química geral: práticas fundamentais.* Viçosa: Imprensa Universitária, 1986. p.l -5, 11-20.
2. NASCIMENTO, A. J. *et alli***.** *Bioquímica vegetal.* Curitiba: [s.n.], 1980. p.l-4. (Série didática n. 23).
3. PEQ-Projetos de ensino de química. GIESBRECHT, E. (Coord.). *Experiências de química: técnicas e conceitos básicos.* São Paulo : Moderna, 1982. p.3-4, 6-14.
4. SILVA, R. R.; BOCCHI, N.; ROCHA FILHO, R. C. *Introdução à química experimental.*_Rio de Janeiro : McGraw-HiII, 1990. p.1 -15,19,101.

10. Experimento 1: determinação da densidade de alguns metais

Neste experimento simples e introdutório o aluno terá a oportunidade de exercitar a medida de algumas grandezas com equipamentos simples de laboratório, e obter o valor de uma propriedade (densidade) de alguns metais. Serão discutidos os erros inerentes ao processo de medição.

10.1 Tarefa pré-laboratório

1) Leia em um livro de Química Geral (por exemplo, a Referência 1), noções sobre medidas, erros e algarismos significativos.
2) Construa no seu Caderno de Laboratório a tabela segundo modelo abaixo, indicando a incerteza associada a cada medida.

Tabela 1: dados obtidos e calculados para determinação da densidade de metais.

Metal	m / g	$V_{inicial}$ / mL	V_{final} / mL	$V_{peça}$ / mL	d / g mL^{-1}

10.2 Procedimento Experimental:

a) Limpe as amostras de metais fornecidas no laboratório com auxílio de esponja de aço ou lixa fina, até que a superfície das peças exiba brilho metálico característico. Sempre segure as peças com papel ou pinça para evitar contato das mãos com a superfície.
b) Pese as amostras em balança analítica e anote os valores, expressando corretamente os erros associados à medida. Antes de fazer uso da balança, aguarde as instruções do professor para poder operar o instrumento de forma correta.
c) Tome uma proveta graduada de 50 ou 100 mL e preencha com água até uma marca, por exemplo (20,0 ou 50,0 mL). Acerte o menisco com auxílio de um conta-gotas. Incline a proveta e insira uma das peças metálicas com cuidado, para não espirrar líquido nas paredes ou fora do tubo. Tome cuidado para a peça não se chocar com o fundo da proveta e causar danos à vidraria. Anote o novo valor em que se encontra o menisco, indicando o valor do erro associado. Repita o procedimento para as outras peças.

10.3 Tarefa Pós-laboratório:

1) Compare os valores obtidos experimentalmente de densidade com os tabelados. Calcule o valor de erro relativo (erro percentual) e discuta as eventuais discrepâncias.
2) O erro associado ao valor de densidade obtido pela equipe seria menor se fosse utilizada uma balança de maior precisão? Por quê?

10.4 Referências Bibliográficas:

1. BROWN, T.; LEMAY JR. H.E.; BURNSTEN, B.E.; BURDGE, J. R. *Química: a ciência central.* Tradução da 9ª Ed. São Paulo: Pearson, 2005. p. 18-22.
2. KOTZ J.C.; TREICHEL Jr., P., *Química e reações químicas*, 4ª Ed., LTC Editora, Rio de Janeiro, 2002, cap. 1, p. 14 – 33.
3. Lide, D.R., *Handbook of Chemistry and Physics*, 84ª Ed., CRC Press, 2003-2004 (ou outra edição mais recente).
4. Budavari, S., *The Merck Index: an enciclopedia of chemicals, drugs and biologicals*, Merck & Co., Rahway, N.J, 1989.

11. Experimento 2: comportamento do cobre sólido imerso em solução de nitrato de prata

O trabalho experimental é uma atividade importantíssima para o químico. A experimentação consiste em realizar observação de forma planejada e controlada, para coletar e analisar os dados e produzir conhecimentos. Existe um conjunto de procedimentos para conduzir este tipo de atividade adotado pela comunidade científica, conhecido como *método científico*. Isso não quer dizer que haja um método infalível aplicável a todos e quaisquer casos, que inexista um grau de liberdade numa investigação científica ou que não a criatividade é proibida. Embora os aspectos citados sejam importantes, não se deve ignorar a vasta experiência acumulada sobre a produção de conhecimentos científicos. Sendo assim, nesta aula, você terá a oportunidade de trabalhar sob o olhar do método científico.

Qualquer trabalho experimental busca um determinado objetivo que pode ser traduzido em uma pergunta. Neste experimento, o objetivo final é determinar a proporção em que o cobre sólido irá reagir com o nitrato de prata aquoso. Para se atingir este objetivo maior, conhecido também como objetivo geral, devem-se elaborar os objetivos específicos necessários. O primeiro dos objetivos específicos a se perseguir é a preparação de uma solução de nitrato de prata, que contenha uma massa bem conhecida de soluto.

Em seguida será determinada a massa de um pedaço de fio de cobre, o qual será colocado na solução preparada, e o comportamento do conjunto será cuidadosamente observado. A observação é uma parte importante de todo trabalho científico, portanto tenha o máximo de cuidado e atenção nesta hora. Com base no que se observou, você deverá levantar hipóteses sobre a natureza dos possíveis produtos de reação.

Não é somente através do uso de órgãos sensoriais que se faz a observação (por exemplo cor, aspecto visual, quente ou frio ao tato, etc.), pois há aquelas em que medidas devem ser realizadas. Ao determinar a massa do fio de cobre, do nitrato de prata e dos produtos da reação, poder-se-á investigar quantitativamente a mudança ocorrida.

11.1 Tarefa pré-laboratório

Qualquer trabalho científico requer um bom planejamento para ser bem sucedido. Em todos os experimentos, há tarefas a serem cumpridas antes de uma jornada de trabalho no laboratório. Procure ler com antecedência o roteiro do experimento, compreender o que será executado, quais dados deverão ser coletados e qual resultado se deseja obter.

1) Leia e procure compreender os capítulos anteriores deste manual, especialmente as Seções “4. Instruções gerais” e “5. Cuidados a serem observados no laboratório”.
2) Leia o roteiro deste experimento. Procure as informações necessárias para a compreensão dos conceitos e procedimentos envolvidos em outros textos, que devem incluir um livro texto de Química Geral de nível superior.
3) Antes de ir ao laboratório, prepare seu Caderno de Laboratório com a data da aula, o número do experimento (Experimento nº 2) e o título do experimento (“comportamento do cobre sólido imerso em solução de nitrato de prata”). Escreva um resumo dos objetivos e procedimento e quaisquer outras informações que possam ser úteis.
4) Pesquise a periculosidade e a toxidez do nitrato de prata em Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico (FISPQ ou, em inglês, MSDS). Anote no Caderno os principais riscos e as medidas a serem tomadas para prevenção e atendimento a acidentes.
5) Para auxiliar na anotação dos dados que serão coletados, prepare uma tabela com linhas e colunas para anotar tudo o que será observado e medido. Use como título para esta tabela “Tabela 1: dados da equipe X”. A tabela deve incluir os seguintes dados (juntamente com a incerteza da medida):

massa de cobre antes da imersão	m(Cu, inicial)/g;
massa de cobre ao final da experiência	m(Cu, final)/g;
variação da massa de cobre	Δm(Cu)/g;
massa do nitrato de prata	$m(AgNO_3)$/g;
massa do béquer (já identificado) vazio	m(béquer)/g;
massa do béquer com a prata:	m(béquer+Ag)/g;
massa da prata produzida	m(Ag)/g.

11.2 Procedimento

Procure executar o procedimento da forma mais cuidadosa possível. Pequenos detalhes, aparentemente insignificantes a princípio, podem determinar o sucesso ou o fracasso de um experimento. Anote todas as observações que realizar durante todas as etapas do procedimento. Tome especial cuidado com a coleta de dados quantitativos, caso contrário não haverá condições de chegar a alguma conclusão coerente.

a) Pegue um pedaço de fio de cobre e, com lixa ou palha de aço, faça o polimento até a superfície ficar brilhante. Enrole-o como uma bobina ao redor de um tubo de ensaio grande ou uma caneta grossa. Deixe cerca de 7 cm sem enrolar para servir como cabo. Estique um pouco a bobina para que haja um pouco de espaço entre as espiras (Fig. 1). Determine a massa da bobina com a melhor precisão permitida pela balança. Descreva no caderno o aspecto inicial do fio de cobre.

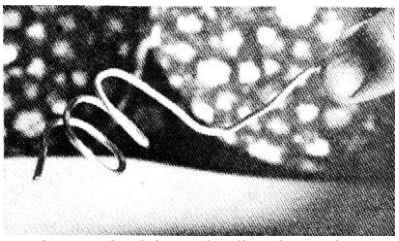


Fig. 1: bobina de fio de cobre.

b) Marque, com uma caneta de retroprojetor ou marcador de CD/DVD, um béquer de 100 mL com a identificação da equipe e a turma de laboratório. Determine a sua massa. Faça a identificação do béquer antes da pesagem, pois o peso da tinta pode não ser desprezível.

c) Anote os dados do rótulo do frasco de nitrato de prata no Caderno. Abra o frasco e, com uma espátula limpa, transfira aproximadamente 1 g do reagente no béquer pesado anteriormente. Anote esta massa com toda a precisão que a balança permitir. **Não abandone o frasco aberto, nem deixe a balança ou a bancada suja de reagente.**

d) Adicione água destilada de uma pisseta até cerca de metade da altura do béquer. Agite levemente com um bastão de vidro até que todos os cristais de nitrato de prata tenham dissolvido (Fig. 2). Descreva no Caderno o aspecto inicial da solução preparada. **Cuidado: o nitrato de prata, sólido ou em solução, reage com a pele deixando uma mancha escura que desaparece em alguns dias.**

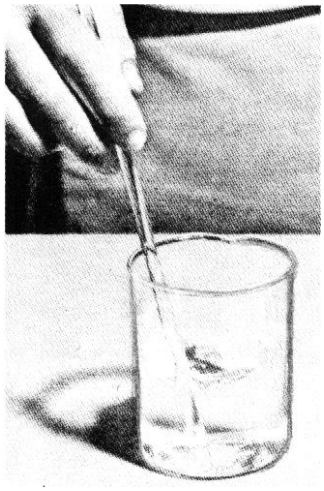


Fig. 2: dissolução do nitrato de prata em água

e) Dobre a haste do fio de cobre formando um gancho para prendê-la na borda do béquer, ficando a bobina mergulhada na solução de nitrato de prata. Observe tudo o que se passa durante alguns minutos e anote. Compare com os aspectos iniciais do fio de cobre e da solução de nitrato de prata.

f) Cubra o béquer (com vidro de relógio, filme plástico ou papel alumínio) e guarde-o em local indicado pelo professor até o dia seguinte.

g) Use um horário livre do dia seguinte para cumprir os itens (h) e (i) a seguir.

h) Abra o armário e retire cuidadosamente o seu béquer. Coloque-o na bancada e observe atentamente. Anote todas as mudanças percebidas e que você achar relevantes.

i) Sacuda um pouco a bobina para desprender os cristais aderentes. Lave-a com um jato de água para soltar os últimos cristais (Fig. 3). Deixe a bobina secar, prendendo-a na borda do béquer e deixando-a pendurada na parte externa. Retorne o arranjo ao armário e deixe para prosseguir o procedimento na próxima aula.

j) No início da próxima aula pese a bobina que já deve estar seca. Decante cuidadosamente a solução. "Decantar" significa despejar o líquido sobrenadante em um outro béquer, deixando o sólido dentro do recipiente. Adicione 5 mL de uma solução diluída de nitrato de prata fornecida pelo professor, agite levemente e aguarde alguns minutos até que todas as partículas de cobre tenham desaparecido. Decante cuidadosamente de novo. Lave o resíduo com cerca de 10 mL de água destilada e decante novamente. Repita esta última operação mais 3 vezes, pelo menos. Você pode desprezar as poucas partículas que flutuam pois sua massa, em geral, não é mensurável. **Não jogue o líquido decantado na pia; aguarde orientações do professor para descarte da solução.**

k) Depois da última lavagem deixe o sólido para secar de acordo com a sugestão do professor. Espere que o béquer e seu conteúdo esfriem antes de levá-los à balança. Use a mesma balança da aula anterior para pesar, e anote no Caderno a massa e a incerteza da medida. Para ter certeza de que sua amostra está seca, depois de ter determinada a massa, volte a aquecê-la. Determine a massa novamente e, se diminuir, a amostra não estava seca e talvez não esteja ainda. Repita o processo até obter massa constante.

l) Leve o béquer com a prata até a capela e adicione 10 mL de ácido nítrico 6 mol L^{-1}. **CUIDADO: o ácido é moderadamente concentrado e portanto corrosivo; se entrar em contato com esta solução, lave imediatamente o local atingido com água corrente.** Não respire os vapores venenosos, marrom-avermelhados de dióxido de nitrogênio (NO_2) formados enquanto a prata se dissolve. Certifique-se de que o béquer continua com a identificação de sua equipe e deixe-o na capela.

m) Lave todas as vidrarias utilizadas, utilizando detergente e escova. Enxágüe várias vezes com água de torneira, depois duas ou três vezes com água destilada. Guarde as vidrarias molhadas no armário da bancada; **não tente enxugar vidrarias com pano ou papel, pois isso as contaminaria.**

n) Inicie a tarefa pós-laboratório. De tempo em tempo dê uma olhada no béquer deixada na capela no item (m). Anote quaisquer mudanças que forem observadas no Caderno.

Fig. 3: Lavagem com pisseta.

11.3 Tarefa pós-laboratório

O trabalho experimental deve ser complementado com a análise crítica dos dados obtidos. Ao final de todas as aulas serão propostas tarefas para guiar você no tratamento dos dados, até chegar aos resultados que são os objetivos finais do experimento.

Logo após finalizada toda a parte experimental, inicie a tarefa pós-laboratório, procurando a orientação do professor quando necessária. As questões devem ser registradas no Caderno de Laboratório, que serão conferidas pelo professor ao final da aula ou no início da aula seguinte.

1) Calcular a quantidade (em mol) de cobre que reagiu, isto é, que foi consumida *n*(Cu, cons.), e a quantidade (em mol) de nitrato de prata que reagiu *n*(Ag, cons.).
2) Calcular a quantidade (em mol) de prata produzida *n*(Ag, prod.). Você esperaria que o valor de *n*(Ag, prod.) fosse igual a *n*(Ag, cons.)? Por quê?
3) Calcular a razão *n*(Ag, prod.)/*n*(Cu, cons.). Use o número correto de algarismos significativos para expressar seu resultado.
4) Usando os resultados obtidos nas questões 1 e 2 complete as lacunas da frase abaixo, usando valores inteiros e adaptando para o caso de um mol de cobre sólido:

   1 mol de cobre sólido reage com _____ mol(s) de nitrato de prata em água para produzir _____ mol(s) de prata metálica e _____ mol(s) de nitrato de cobre em água.

   Rescreva esta frase usando notação química (equação química).
5) O que produz o colorido azul na solução depois que você mergulha o fio de cobre na solução?
6) Para avaliar os resultados desta experiência, o professor recolherá os resultados de todas as equipes de sua turma. Para que você possa anotar os dados deverá construir a Tabela 2 denominada DADOS DE TODAS AS EQUIPES DA TURMA, contendo uma linha para cada equipe de sua turma e colunas com os títulos:

Variação da massa de cobre:	Δm(Cu)/g
Massa do nitrato de prata:	$m(AgNO_3)$/g
Massa da prata produzida:	*m*(Ag)/g
Quantidade (em mol) de cobre consumido:	*n*(Cu, cons.)/mol
Quantidade (em mol) de prata produzida:	*n*(Ag, prod.)/mol
Razão:	*n*(Ag, cons.)/*n*(Cu, prod.)

LEMBRE-SE: cada aluno deverá manter o seu caderno de laboratório atualizado com todas as solicitações pré e pós laboratório, os procedimentos a serem executados, os dados coletados e a resolução de todos os exercícios pós-laboratório.

11.4 Referências bibliográficas

1. CLELLAN, A. L. Mc. *Química: uma Ciência Experimental*, 5ª Ed., Vol. 1. São Paulo: EDART Livraria Editora, 1976. p. 176-178.
2. COTTON, F. A.; LYNCH, L. D.; MACEDO, H. *Curso de Química*. Rio de Janeiro: Forum Editora, 1968. p. 265-268.
3. CLELLAN, A. L. Mc. *Guia do Professor para Química: uma Ciência Experimental*. Lisboa: Fundação Calouste Gulbekian, *s.d*. p. 77-81.

12. Experimento 3: síntese e separação do cloreto de sódio

Neste experimento você irá sintetizar uma substância química em meio aquoso que possui alta solubilidade em água. Ela será separada usando o método de evaporação do solvente. A massa do precipitado será determinada para que se possa calcular o rendimento da reação.

Anote seus dados cuidadosamente, da forma mais clara e completa possível. Tome cuidado especial em assinalar as unidades usadas em suas medidas. Antes de ir para o laboratório, você deverá planejar tudo o que é necessário ser realizado. Esta preparação evitará preocupações com detalhes mecânicos e lhe permitirá fazer as observações necessárias no tempo restrito da aula.

12.1 Tarefa pré-laboratório

1) Prepare um fluxograma do procedimento experimental. Siga as instruções deste manual.
2) Pesquise e anote no seu caderno o valor da solubilidade do cloreto de sódio em água. Verifique a temperatura em que a solubilidade foi determinada. Cite a fonte da informação.
3) Calcule a massa de hidrogenocarbonato de sódio que corresponde a 0,015 mol desta substância.
4) Escreva a equação química balanceada da reação entre hidrogenocarbonato de sódio e ácido clorídrico.
5) Pesquise a periculosidade e a toxidez do ácido clorídrico em Ficha de Informações de Segurança de Produto Químico (FISPQ ou, em inglês, MSDS). Anote no Caderno os principais riscos e as medidas a serem tomadas para prevenção e atendimento a acidentes.

12.2 Procedimento Experimental

a) Pese, em uma balança, uma cápsula de porcelana e um vidro de relógio. Anote o valor da massa em seu caderno.
b) Dentro da cápsula, pese a massa correspondente a cerca de 0,015 mol de bicarbonato de sódio.
c) Adicione 10 ml de água destilada na cápsula e cubra com vidro de relógio.
d) Levante ligeiramente o vidro de relógio e, com o auxílio da pipeta de Pasteur, adicione de 3 a 5 gotas de solução de ácido clorídrico 6,0 mol L^{-1}. Aguarde cessar a efervescência e repita esta operação até não observar mais a produção de gás.
e) Lave cuidadosamente a face interna do vidro de relógio utilizando pisseta de água destilada. Recolha esta água de lavagem dentro da cápsula.
f) Retire o vidro de relógio e coloque a cápsula em aquecimento sobre a chapa de aquecimento. Quando os cristais do sal aparecerem, recoloque o vidro de relógio e aguarde a secagem completa.
g) Deixe esfriar o conjunto e pese novamente.
h) Calcule o rendimento da reação.

12.3 Tarefa pós-laboratório

1) Calcule a quantidade de matéria de ácido clorídrico necessária para reagir com todo hidrogenocarbonato de sódio.
2) Calcule a quantidade de matéria e a massa do precipitado que deve ser formado, caso a reação ocorra com 100% de rendimento.
3) Faça a relação entre a massa do precipitado obtida experimentalmente e a massa prevista no item (2). Calcule o rendimento da reação. Procure levantar hipóteses coerentes para explicar o resultado obtido.

13. Experimento 4: Reações entre íons em solução aquosa

13.1 Introdução

Neste experimento serão discutidas algumas reações que acontecem em meio aquoso. Esta será uma boa oportunidade para que o aluno relembre, aprenda, discuta e exercite sobre os conceitos envolvidos, utilizando as tabelas de solubilidades presentes nos livros textos de química geral.

Todos os compostos usados nesta experiência são sólidos iônicos e suas soluções aquosas contêm íons positivos e negativos, em proporções tais que a carga elétrica total é nula. A manipulação das soluções é simples. Serão feitas misturas, duas a duas, de diferentes combinações entre seis soluções, para verificar se há alguma evidência de reação química. Em caso positivo, deverão ser levantadas hipóteses para explicar as observações efetuadas, e as reações serão representadas na forma de equações químicas.

Nesta aula ainda será ensinado o procedimento para preparar solução aquosa de concentração aproximadamente conhecida, a partir da dissolução de um reagente comercialmente disponível.

13.2 Tarefa pré-laboratório

a) Monte uma tabela intitulada "Dados do reagente para o preparo de solução" com as seguintes informações:

nome do reagente;

fórmula do reagente;

massa molar;

pureza;

procedência;

validade.

b) Organize uma segunda tabela com o título “Íons em solução aquosa” de acordo com o modelo abaixo.

solução	cátion presente	nome do cátion	ânion presente	Nome do ânion
Nº 1				
Nº 2				
Nº 3				
etc.				

A carga elétrica associada a cada íon pode ser encontrada em livros textos de química geral, na forma de lista de ânions e cátions.

c) Organize uma terceira tabela com o título "Observações das misturas de soluções", de acordo com o modelo abaixo.

Solução	Nº 1	Nº 2	Nº 3	Nº 4	Nº 5	Nº 6
Nº 1						
Nº 2						
Nº 3						
Nº 4						
Nº 5						
Nº 6						

Nesta tabela, durante a realização do experimento, serão anotadas todas as observações experimentais feitas quando as soluções forem misturadas. Recomenda-se deixar espaço suficiente para que se possa realizar anotações de forma confortável.

d) Procure em livro de Química Geral ou, a seu critério, de Química Analítica ou Inorgânica, texto sobre reações entre íons em soluções aquosas e as regras de solubilidade dos sais. Procure construir uma expectativa sobre os resultados esperados no laboratório, com base nas regras de solubilidade.

e) Faça uma leitura sobre a correta representação das equações químicas na forma de equação molecular, iônica total e iônica simplificada. Tome um exemplo de reação de precipitação, para

escrever as equações químicas nessas três formas diferentes citadas.

13.3 Procedimento

Preparo de solução

Após explicação do professor, a equipe deve verificar os reagentes a serem utilizados e anotar todos os dados necessários, na tabela apropriada. Em seguida, o professor indicará qual das soluções do conjunto deve ser preparada pela equipe. Antes do preparo propriamente dito, deve-se efetuar os cálculos necessários para se determinar a massa do reagente a ser utilizada, para preparar o volume de solução determinado pelo professor. Os resultados dos cálculos devem ser submetidos ao professor, e somente após ser constatado que estão corretos é que se passa à execução do procedimento a seguir.

Operação de preparação das soluções

Pegue o balão volumétrico em que a solução deverá ser preparada e anote seu volume *V*(final). A massa calculada deve ser pesada na balança, conforme instruções do professor.

Adapte à entrada do balão volumétrico um funil para facilitar a transferência da solução a ser preparada. Em seguida pese em um béquer a massa calculada do soluto.

Adicione cuidadosamente ao béquer um pequeno volume de água (inferior ao volume do balão volumétrico), suficiente para dissolver todo o reagente. Agite com um bastão de vidro até a completa dissolução, evitando respingar líquido. Transfira toda a solução do béquer para o balão volumétrico. Para auxiliar esta transferência, o bico do béquer deverá estar encostado a um bastão de vidro, e este na parede do funil (Fig. 1). Sem remover o béquer lave as suas paredes internas com água destilada utilizando uma pisseta, para arrastar todo o soluto ao balão. Lave bem também o bastão de vidro e as paredes internas do funil. Tome cuidado para não ultrapassar o volume máximo *V*(final) do balão volumétrico.

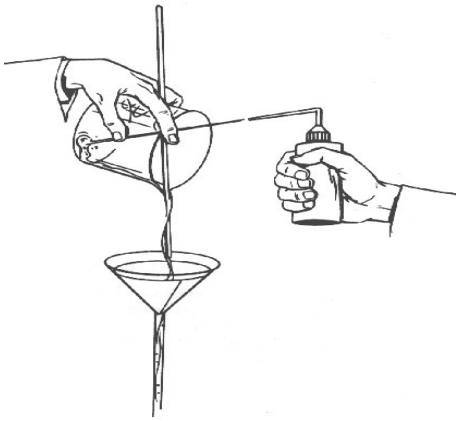


Fig. 1: transferência da solução do béquer para o balão, com o auxílio do bastão de vidro e de um funil, e a lavagem do béquer com uma pisseta.

Adicione água ao balão volumétrico com o auxílio da pisseta, no entanto, quando o nível da solução se aproximar ao da marca de aferição, adicione água com o auxílio de um conta-gotas, até que o menisco tangencie a marca de aferição. Evite o erro de paralaxe, alinhando a sua visão com a marca de aferição do balão volumétrico.

Tampe o balão e homogeneíze a solução, virando-o várias vezes. Transfira a solução para um frasco apropriado e rotule-o, com a fórmula do soluto, sua concentração, o nome dos alunos e a data do preparo.

Reação entre íons: usando pequenos tubos de ensaio

Com um conta-gotas, coloque aproximadamente 1 mL (20 gotas) de uma solução num tubo de ensaio limpo. Adicione o mesmo volume de outra solução. Se não tiver disponível um conta-gotas (pipeta de Pasteur) para cada solução, lave muito bem o conta-gotas antes de usá-lo na solução seguinte. Continue misturando as soluções, duas a duas, até ter experimentado todas as combinações diferentes possíveis.

Registre, nos espaços da tabela correspondente, as mudanças que forem ocorrendo ao se misturarem as soluções duas a duas. Antes de efetuar as misturas, relembre quais seriam as possíveis evidências de reação química esperadas quando dois reagentes químicos são misturados. Quando nada for observado, coloque um traço (–) no local da tabela correspondente àquela mistura de reagentes.

13.4 Interpretação dos resultados

Como os pares de íons mencionados na tabela de dados estavam presentes na solução, pode-se admitir que cada evidência de reação observada foi devida a uma nova combinação de íons. Por exemplo, se forem misturadas soluções aquosas de $Ba(NO_3)_2$ e Na_2SO_4, os íons presentes são $Ba^{2+}(aq)$, $NO_3^-(aq)$, $Na^+(aq)$ e $SO_4^-(aq)$ e as novas combinações possíveis seriam $BaSO_4$ e $NaNO_3$. Sendo o composto $BaSO_4$ insolúvel

em água, a evidência experimental a ser observada será a formação de um precipitado branco.

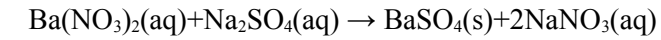
Que novas combinações seriam possíveis nas misturas que produziram evidências de reação química observadas por no experimento? Faça uma lista delas.

13.5 Tarefa pós-laboratório

Examine seus resultados e verifique em quais pares de soluções foram observadas evidências de reações. Proponha os possíveis produtos de reações para explicar as observações. Quando mais de um produto for possível, examine a tabela e compare com outras combinações de soluções; é possível descartar a formação de alguns dos produtos hipotéticos com base nessa análise. Se for necessário, faça uso das regras de solubilidade.

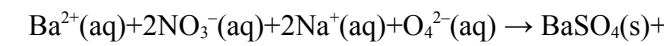
Uma vez identificados os produtos, escreva as equações das reações químicas que efetivamente ocorreram. Existem três formas usuais de representar estas equações, cujas instruções são dadas nos parágrafos a seguir.

a) Equação molecular ou equação global da reação: os reagentes e os produtos são representados na forma de fórmulas moleculares, seguidos pela indicação do seu estado como uma abreviação entre parêntesis. Para substâncias na forma pura representa-se o seu estado físico: (s) para sólido, (l) para líquido ou (g) para gasoso. No caso em que a substância encontra-se em solução aquosa, usa-se a notação (aq). A notação correta é no mesmo nível e tamanho da fórmula, portanto a notação na forma de índices tais como $_{(s)}$, $_{(l)}$, $_{(g)}$ e $_{(aq)}$ não é recomendada pela IUPAC. Quando há a formação de um precipitado, isto é, de um sólido, a representação correta é (s), e não (ppt), $\underline{BaSO_4}$ ou $BaSO_4\downarrow$ como se pode ver em livros mais antigos. Exemplo da reação de precipitação do sulfato de bário:



$$Ba(NO_3)_2(aq)+Na_2SO_4(aq) \rightarrow BaSO_4(s)+2NaNO_3(aq)$$

b) Equação iônica global da reação: são representados todos os íons presentes em solução quando os reagentes foram misturados. Observe que o produto causador da evidência experimental observada (no exemplo, o precipitado $BaSO_4$) é deixado na forma molecular:



$$Ba^{2+}(aq)+2NO_3^-(aq)+2Na^+(aq)+O_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)+2Na^+(aq)+2NO_3^-(aq)$$

c) Equação iônica simplificada da reação: apenas os íons que efetivamente contribuem para a reação serão representados. Os outros íons presentes que não participam da reação, denominados íons espectadores, serão omitidos:

$$Ba^{2+}(aq)+SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$$

Ao escrever as equações, tome cuidado para considerar a conservação dos átomos e das cargas elétricas.

13.6 Referências bibliográficas

1. A. L. Clellan, *Química, uma ciência experimental*, 5ª Ed., Vol. 1. São Paulo: EDART Livraria Editora, 1976. p.194-195.
2. A. L. Clellan, *Guia do Professor para Química: uma Ciência Experimental***.** Lisboa: Fundação Calouste Gulbekian, *s.d*. p. 185-188.
3. J. C. Kotz. , P. Treichel, *Química e reações químicas*, traduzido da quarta edição em inglês, volumes I e II, editora LTC, Rio de Janeiro (2002).
4. B. H. Mahan, R. J. Myers, *Química, um curso universitário*, traduzido da 4ª ed. São Paulo: Edgard Blücher (1993).
5. J. B. Russell, *Química Geral*, vol. 1 e 2, 2ª Ed. São Paulo: Makron Books (1994).

14. Experimento 5: preparo quantitativo de soluções e determinação de ácido acético em vinagre

Este experimento ilustra uma importante rota de análise de soluções conhecida como volumetria, análise volumétrica ou titrimetria, que corresponde a um conjunto de metodologias analíticas fundamentadas na determinação precisa de volumes de soluções postas a reagir em proporções estequiométricas. Sendo a concentração de uma das soluções perfeitamente conhecida (solução padrão), torna-se possível calcular a concentração da solução da amostra a ser analisada. Neste processo, o reagente de concentração conhecida é denominado de titulante, a amostra contendo à espécie de interesse recebe o nome de titulado, enquanto que a operação de adição de titulante, até que a reação seja completa, corresponde à titulação.

A determinação quantitativa da espécie de interesse só será possível se conseguir determinar exatamente o ponto em que a reação entre titulante e titulado é completa. Para tanto, este ponto, denominado de ponto de equivalência ou ponto estequiométrico, deve provocar uma mudança física que possa ser observada pelo analista. Esta alteração (mudança de cor, precipitação ou turvação) pode ser provocada pelo próprio excesso de titulante ou, mais usualmente, pela adição de um reagente auxiliar denominado indicador. O indicador tem a função de alertar ao analista que a reação se completou, normalmente através de uma mudança de cor, quando se diz que foi atingido o ponto final ou ponto de viragem da titulação. Todos os cuidados devem ser tomados para que o ponto de viragem coincida com o ponto estequiométrico.

Neste experimento, será determinada a concentração de ácido acético contido em vinagre comercial. Para tanto, será necessário preparar uma solução de hidróxido de sódio, cuja concentração deve ser conhecida com precisão. A análise do vinagre envolverá a forma mais simples de uma análise volumétrica, chamada de volumetria de neutralização, que se baseia na reação entre íons H^+ e OH^- em meio aquoso:

$$H^+(aq) + OH^- (aq) \rightarrow H_2O(l)$$

14.1 Tarefa pré-laboratório

1) Procure ler em livro de Química Geral ou de Química Analítica, texto sobre titulação ácido-base. Anote o Caderno de Laboratório um resumo sobre o assunto. Faça uma lista com alguns indicadores ácido-base (inclusive o que será usado na aula), as respectivas cores em meio ácido e em básico e a faixa de pH em que ocorre a viragem.
2) Responda: qual é o objetivo deste experimento? Quais são os objetivos específicos que são necessários para atingir o objetivo geral?
3) Faça todos os cálculos necessários para a preparação de todas as soluções. Nesta tarefa pré-laboratório, considere a pureza dos reagentes como 100%. Deixe indicado todos os cálculos em seu Caderno de Laboratório.
4) Observe a Figura 1 do roteiro do experimento e anote no caderno qual é a função de cada aparato de laboratório a ser usado neste experimento (vide seção 9, “Equipamentos básicos de laboratório de química”).
5) Pesquise a periculosidade e a toxidez dos reagentes a serem usados no experimento, em Fichas de Informações de Segurança de Produto Químico (FISPQ ou, em inglês, MSDS). Anote no Caderno os principais riscos e as medidas a serem tomadas para prevenção e atendimento a acidentes.

14.2 Procedimento

Preparo de uma solução 0,1 mol L^{-1} de hidróxido de sódio

Cuidado: esta base é extremamente corrosiva. Trabalhe com muito cuidado e, caso haja contato com a pele, peça socorro e lave imediatamente a área afetada com bastante água corrente.

a) Pegue um balão volumétrico de 250 mL para a sua equipe de laboratório. Este será o volume total da solução a ser preparada.
b) Observe o rótulo do frasco de hidróxido de sódio e anote os dados relevantes no Caderno de Laboratório.
c) Com base nos dados do reagente disponível no laboratório, refaça no Caderno o cálculo da massa de

hidróxido de sódio necessária para o preparo de 250 mL de uma solução com concentração aproximada de 0,1 mol L^{-1}. Mostre ao professor os cálculos efetuados. Não prossiga sem ter recebido a aprovação de um professor.

d) Pese sem demora excessiva a base e dissolva-a num béquer em cerca de 30 mL de água destilada. Esta dissolução é fortemente exotérmica e deve ser feita com cautela. Agite cuidadosamente a solução com um bastão de vidro.

e) Quando a dissolução se completar, resfrie o béquer num banho de água à temperatura ambiente. A seguir, transfira o seu conteúdo para o balão volumétrico. Para assegurar uma transferência quantitativa, lave as paredes do béquer com água destilada, que deve ser transferida ao balão.

f) Avolume o balão volumétrico e homogenize a solução.

Padronização da solução de hidróxido de sódio pelo biftalato de potássio

Em um procedimento volumétrico, deve-se garantir que a solução padrão tenha concentração exatamente conhecida, e que os volumes de cada solução sejam determinados com bastante exatidão. No entanto o hidróxido de sódio (ou qualquer hidróxido alcalino) não pode ser utilizado como padrão, uma vez que é um sólido altamente higroscópico e também por reagir com o gás carbônico do ar. Portanto não há maneira de se saber exatamente a quantidade de matéria de base presente numa dada amostra, mesmo que a sua massa tenha sido determinada com precisão por uma pesagem. Por este motivo, esta solução deve ser padronizada, isto é, ter a sua concentração determinada com precisão, o que é conseguido reagindo-a com biftalato de potássio conforme a equação química:

$$KC_6H_4(COOH)(COO)(aq) + NaOH\,(aq) \rightarrow H_2O(l) + KNaC_6H_4(COO)_2(aq)$$

O biftalato de potássio reage completamente com a base e, por não ser higroscópico nem instável, serve perfeitamente para determinar a quantidade de hidróxido de sódio e, portanto, para a sua concentração verdadeira. Substâncias como biftalato de potássio, que podem ter sua quantidade conhecida com exatidão através da pesagem, são conhecidas como **padrões primários**.

Para padronizar a solução preparada por sua equipe, siga os passos a seguir. Qualquer erro em um dos passos abaixará a precisão de sua titulação, portanto se tiver alguma dúvida, chame o professor.

a) Pese, em balança analítica, cerca de 0,4 g de biftalato de potássio, previamente seco em estufa (anote a massa com toda a precisão permitida pela balança).

b) Transfira o sal para um erlenmeyer de 250 mL, adicione de água destilada até a marca de 100 mL e agite sem causar respingos, até que o sólido se dissolva completamente.

c) Adicione 3 gotas do indicador fenolftaleína ao erlenmeyer.

d) Condicione (ou ambiente) as paredes da bureta com a solução de hidróxido de sódio a ser padronizada (o professor fará uma demonstração deste procedimento).

e) Preencha a bureta com a solução a ser padronizada. Quando houver, elimine qualquer bolha de ar presente na coluna, na torneira ou na ponta da bureta. Peça ajuda ao professor, se necessário.

f) Com a mão mais habilidosa (direita para os destros, esquerda para os canhotos), segure o erlenmeyer, cuja boca deve ser aproximada à ponta da bureta. Recomenda-se colocar um papel branco embaixo do erlenmeyer, para melhor visualizar a cor da solução.

g) Segure a torneira da bureta com a outra mão, de forma a envolvê-la (o professor fará uma demonstração). Inicie a titulação abrindo levemente a torneira, adicionando o titulante gota a gota ao erlenmeyer.

h) Procure manter seu olhar sempre à solução do erlenmeyer. Observe o surgimento instantâneo da cor rosa logo que uma gota do titulante atinge esta solução, mas que logo desaparece com a agitação. Quando o desaparecimento da cor rosa se torna mais lenta, o ponto final está próximo, e a velocidade de adição do titulante deve ser diminuída.

i) Bem próximo ao ponto final, é possível adicionar meia gota do titulante. Abra levemente a torneira até que se forme uma pequena gota na ponta da bureta, que não tenha peso suficiente para desprender e cair; feito isto, feche a torneira e com a pisseta lance um jato de água para arrastar a meia gota dentro do erlenmeyer.

j) O ponto final é atingido quando houver uma mudança de cor que não retorna para o incolor sob

agitação. Se a cor for muito forte, provavelmente uma quantidade excessiva de titulante foi adicionada, pois no ponto final dever-se-ia observar apenas um leve tom rosa persistente.

k) Mesmo quando houver uma cor rosa persistente, pode ter sobrado parte do titulado que não reagiu aderida às paredes do erlenmeyer. Lave as paredes internas do erlenmeyer com a pisseta. Se a cor retornar a incolor, prossiga, adicionando mais titulante. Caso contrário, leia na bureta o volume de NaOH gasto na titulação com a máxima precisão possível (centésimos de mililitros).

l) Calcule a concentração de hidróxido de sódio.

m) Repita a padronização e calcule novo valor de concentração. Se a diferença entre as concentrações determinadas for pequena (peça para o professor julgar), encerre a padronização; caso contrário, faça mais uma titulação.

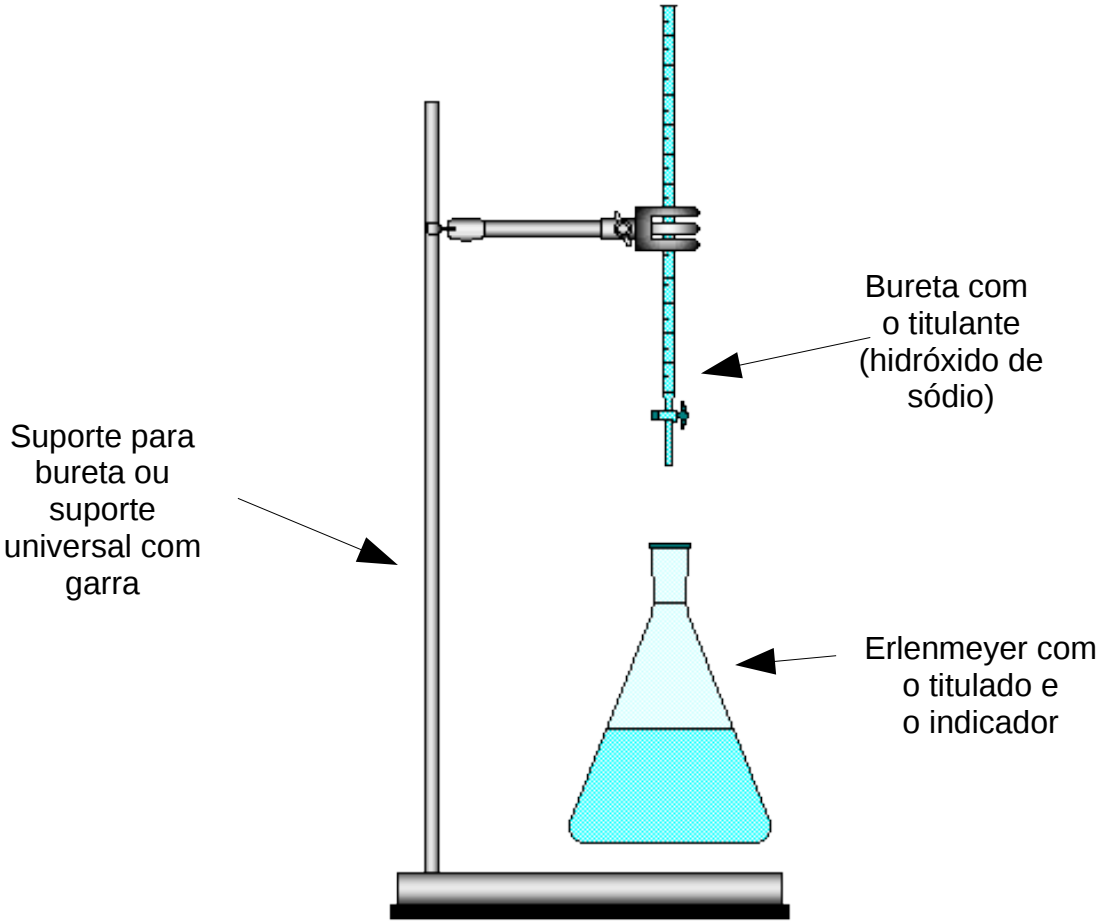


Figura 1: Representação esquemática de uma titulação.

Determinação do teor de ácido acético no vinagre

Uma vez que a concentração verdadeira da solução de hidróxido de sódio se torna conhecida, esta poderá ser utilizada como um **padrão secundário** para determinar concentração de outras substâncias; no caso deste experimento, será determinada a concentração de ácido acético em vinagre comercial.

a) Com o auxílio de uma pipeta volumétrica, transfira 3,00 mL de vinagre para um Erlenmeyer de 250 mL.

b) Adicione cerca de 100 mL de água destilada e 3 gotas de indicador fenolftaleína.

c) Complete a bureta com a solução de hidróxido de sódio padronizada na seção anterior.

d) Proceda a titulação da mesma forma que se fez a padronização.

e) Anote o volume de titulante gasto na bureta.

f) Repita a titulação. Se houver uma discrepância grande nos volumes lidos na bureta, faça uma terceira titulação.

14.3 Tarefas pós-laboratório

1) Através dos dados da padronização com biftalato de potássio, calcule a concentração verdadeira da solução de hidróxido de sódio preparada pela sua equipe. Por que não se esperaria que a concentração fosse exatamente 0,1 mol L^{-1}?
2) Calcule o teor de ácido acético no vinagre e expresse este resultado em concentração (mol L^{-1}) e em percentagem massa/volume (gramas de ácido acético por 100 mL de vinagre). Compare com o valor do rótulo do vinagre e calcule o desvio absoluto (diferença entre o valor obtido e o especificado pelo fabricante) e o desvio relativo (diferença percentual) da sua medida.
3) Liste os possíveis erros de procedimento que podem causar a obtenção de: (a) valores acima do esperado; (b) valores abaixo do esperado. Discuta o desvio calculado na questão (1) com base nos possíveis erros listados.
4) Discuta o papel do indicador nas titulações realizadas. Que propriedade está sendo monitorada com este indicador? Se ao invés da fenolftaleína tivesse sido empregado outro indicador, o resultado seria o mesmo? Comente.

14.4 Referências bibliográficas

1. BACCAN, N.; ANDRADE, J.C.; GODINHO, O.E.S.; BARONE, J.S.; Química Analítica Quantitativa Elementar, 2a. Ed. rev. ampl., Editora Edgard Blucher Ltda, 1979.
2. SKOOG, D.A.; WEST, D.M.; HOLLER, F.J.; CROUCH, S. R.; Fundamentos de Química Analítica, tradução da 8ª Ed., Thomson Learning Ltda, 2006.
3. GUIMARÃES, O.M.; MESSERSCHMIDT, I.; GRASSI, M.T.; MERCE, A.L.R.; Roteiro de aulas práticas de química analítica, UFPR, 2006.

15. Experimento 6: investigação quantitativa da reação de produção de gás hidrogênio a partir do alumínio metálico

Historicamente o estudo dos gases teve importância no desenvolvimento da Teoria Atômica. Segundo a Lei de Avogadro, um mesmo volume duas amostras de gases ideais, nas mesmas condições de temperatura e pressão, são constituídos pelo mesmo número de partículas (átomos ou moléculas), independente de sua natureza química. Sendo assim, é possível determinar relações estequiométricas a partir de dados de volume de gases.

Nesta experiência será realizada uma reação entre o alumínio metálico e uma solução de hidróxido de sódio para produzir o gás hidrogênio. O volume do hidrogênio coletado será determinado à temperatura e à pressão ambiente, grandezas que deverão ser cuidadosamente medidas, pois são importantes para definir o estado dos gases com rigor. Baseado nos dados coletados em aula, você deverá responder à pergunta: qual é a quantidade de gás hidrogênio produzido a partir de um mol de alumínio? Uma vez obtida a resposta, você será capaz de escrever uma equação química representando a estequiometria da reação.

15.1 Tarefa pré-laboratório

Para a elaboração das tarefas pré-laboratório devem ser consultados livros textos de Química Geral. Procure anotar no Caderno a referência aos livros consultados.

1) Procure o valor da Constante dos Gases Ideais em unidades SI.
2) Procure a equação química da reação entre alumínio e íon hidroxila. Dependendo das concentrações dos reagentes, diferentes produtos podem ser formados. Escreva pelo menos duas das reações possíveis.
3) Faça no Caderno um resumo sobre o comportamento dos gases ideais.
4) Pesquise a periculosidade e a toxidez dos reagentes a serem usados no experimento, em Fichas de Informações de Segurança de Produto Químico (FISPQ ou, em inglês, MSDS). Anote no Caderno os principais riscos e as medidas a serem tomadas para prevenção e atendimento a acidentes.
5) Qual é o objetivo principal deste experimento? Quais são os objetivos específicos que são necessários para atingir o objetivo principal?
6) Construa uma tabela de dados para anotar as seguintes informações:

   massa de alumínio;

   volume de hidrogênio;

   temperatura da água;

   pressão ambiente;

   pressão de vapor d'água à temperatura ambiente.

15.2 Preparo da solução de hidróxido de sódio 5 mol L^{-1}.

Anote os dados do rótulo do reagente hidróxido de sódio, em especial a sua pureza. Calcule a massa de hidróxido de sódio necessária para produzir 50 mL de uma solução 5 mol L^{-1}. Corrija a massa a ser pesada quanto à pureza do reagente disponível.

Em um béquer de 100 mL coloque cerca de 20 mL de água destilada. Pese rapidamente a massa calculada de hidróxido de sódio, para minimizar a absorção de umidade e gás carbônico. Dissolva-o com cuidado na água, adicionando lentamente o sólido à água. CUIDADO: o processo é extremamente exotérmico, se ocorrer aquecimento em demasia pode haver projeção da solução para fora do béquer. Esta solução fortemente básica é extremamente corrosiva, se respingar na pele, lave imediatamente o local com bastante água corrente.

Aguarde a solução esfriar até a temperatura ambiente. Para diminuir o tempo de espera pode-se resfriar o béquer lavando suas paredes externas com água corrente, ou deixando-o em contato com água fria contido em uma cuba ou um béquer maior.

Transfira quantitativamente a solução para o balão, avolume-a e proceda a sua homogeneização.

15.3 Procedimento

Recorte um pedaço de papel alumínio e pese. A massa deve ficar entre 0,04 a 0,05 g. Em hipótese alguma ultrapasse 0,05 g, para evitar que o volume de gás formado supere a capacidade da proveta.

Enrole um pedaço de fio de cobre ao redor de uma caneta ou lápis, no formato de uma espiral ou de um clipe. Deixe sem enrolar cerca de 5 cm de fio de cobre, para servir de cabo. Prenda o papel alumínio na espiral ou clipe de cobre.

Adapte uma presilha a um suporte vertical, e prenda nessa presilha uma pinça para manter em posição vertical uma proveta de 100 mL. Coloque perto do suporte um béquer de 500 ou 1000 mL com água de torneira, até cerca de dois terços de seu volume.

Pegue um termômetro seco e leia a temperatura do ar. A seguir mergulhe-o na água do béquer. Aguarde alguns minutos e leia a temperatura da água. Caso tenha diferença em relação à temperatura do ar, aguarde cerca de 15 minutos até que a temperatura do ar e da água se igualem.

Incline ligeiramente a proveta e derrame dentro dela solução de hidróxido de sódio 5 mol L^{-1}. **CUIDADO: o hidróxido de sódio é muito corrosivo; se entrar em contato com esta solução, lave imediatamente o local atingido com bastante água corrente.**

Com a proveta na mesma posição, encha-o lentamente com a água destilada com o auxílio de uma pisseta. Aproveite para lavar as paredes da proveta de qualquer porção de base que tenha ficado aderente; desta forma, o líquido na parte superior da proveta, conterá somente água. A solução de hidróxido de sódio, por ser mais densa que a água, tende a ficar na parte inferior; faça o possível para não deixar subir a camada que está no fundo da proveta. Pequenas bolhas que estejam aderentes às paredes da proveta podem ser desalojadas com algumas pancadas leves.

Segure pelo cabo da espiral de fio de cobre e introduza-o uns 3 cm no interior da proveta. Entorte o cabo de fio de cobre sobre a borda da proveta e prenda-o, adaptando um filme plástico. A proveta deve estar completamente cheia, de maneira que ao cobrir com o filme não se forme bolha de ar no interior.

Segure o filme com a mão e inverta a proveta, evitando que o seu conteúdo vaze, e emborque-a na água contida no béquer. Procure deixar a parte inferior da proveta o mais próximo possível do fundo do béquer, para evitar a perda da base. Fixe-a utilizando um suporte com garra. A solução de hidróxido de sódio, sendo mais densa do que a água, difundir-se-á através dela até a parte inferior da proveta e reagirá com o metal.

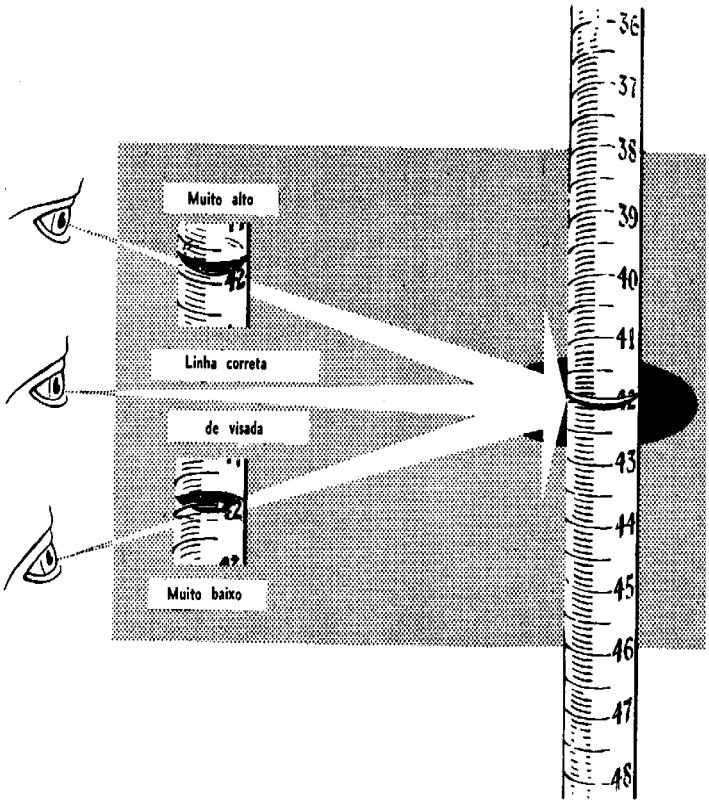


Fig. 1: Leia a parte inferior do menisco colocando o olho no nível correto

Depois que a reação cessar, espere por uns 5 minutos, para deixar a proveta atingir a temperatura ambiente. Solte quaisquer bolhas que estejam presa às paredes da proveta.

Eleve ou abaixe a proveta até que o líquido em seu interior esteja no mesmo nível que o de fora. Isto fará com que a pressão interna da proveta (com hidrogênio e vapor d'água) seja igual à pressão ambiente. Leia o volume, colocando seus olhos no mesmo nível que a base do menisco (superfície curva do líquido dentro da proveta), como indica a Fig. 1. Anote o volume do gás com a melhor aproximação permitida pela proveta.

Retire a proveta da água e despeje a solução de ácido na pia. Lave a proveta com água da torneira.

O professor lhe dará o valor da pressão ambiente, ou o ajudará a ler em um barômetro.

15.4 Tarefa pós-laboratório

Cálculo do volume molar de hidrogênio seco nas condições ambientes

1) O gás na proveta é uma mistura de hidrogênio e vapor d'água, já que este foi recolhido em água. A pressão total produzida por esses dois gases é igual à pressão ambiente:

$$P(H_2) + P(H_2O) = P(\text{ambiente})$$

Converta o valor da pressão lida no barômetro para a unidade SI Pascal (lembre-se, 760 mmHg corresponde a 101 325 Pa). A pressão de vapor d'água depende da temperatura, e está listada na Tabela 1. A pressão parcial de hidrogênio pode, então, ser calculada da seguinte maneira:

$$P(H_2) = P(\text{ambiente}) - P(H_2O)$$

2) Calcule, através da Equação de Estado dos Gases Ideais, o volume molar do hidrogênio à pressão $P(H_2)$ do item (1) e à temperatura ambiente.

Determinação da estequiometria da reação

3) Calcule a quantidade de alumínio usada no experimento. Lembre-se, para um químico quantidade refere-se à grandeza denominada quantidade de matéria, medida na unidade SI mol.
4) Através da proporcionalidade direta entre a quantidade de alumínio usada pela equipe e o volume de gás medido na proveta, determine qual seria o volume de hidrogênio produzido por um mol do metal, nas condições do experimento.
5) Calcule a razão entre os volumes obtidos nos itens (4) e (2). Como esta razão se relaciona com a estequiometria da reação? Qual a quantidade (em mol) de hidrogênio que se forma quando se reage 1 mol de alumínio? Compare com os valores obtidos pelos colegas.
6) Com base na resposta ao item (5), proponha uma equação química que representa a reação de produção do hidrogênio a partir do alumínio.

Tabela 1: pressão do vapor d'água em função da temperatura. Fonte: *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 85ª Ed.

***t* / °C**	***P* / kPa**
10	1,228
11	1,313
12	1,403
13	1,498
14	1,599
15	1,706
16	1,819

***t* / °C**	***P* / kPa**
17	1,938
18	2,064
19	2,198
20	2,339
21	2,488
22	2,645
23	2,810

***t* / °C**	***P* / kPa**
24	2,985
25	3,169
26	3,363
27	3,567
28	3,782
29	4,008
30	4,246

***t* / °C**	***P* / kPa**
31	4,495
32	4,758
33	5,034
34	5,323
35	5,626
36	5,945
37	6,280

15.5 Referências bibliográficas

1. CLELLAN, A. L. Mc. *Química uma Ciência Experimental*, 5ª Ed., Vol. 1. São Paulo: EDART Livraria Editora, 1976. p. 186-190.
2. CLELLAN, A. L. Mc. *Guia do Professor para Química: uma Ciência Experimental*. Lisboa: Fundação Calouste Gulbekian, *s.d*. p. 143-147.
3. MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. *Química: um curso universitário*, trad. 4ª Ed. americana. São Paulo: Edgard Blücher, 1995. p. 6.

16. Experimento 7: determinação da composição de um sal hidratado

Neste experimento você vai analisar uma substância com fórmula $Co_x(C_2O_4)_y{\cdot}zH_2O$ e determinar os teores (em massa) dos íons cobalto e oxalato. O percentual de água será determinado por diferença de massa, subtraindo dos 100% os teores de cobalto e de oxalato. A composição em massa será usada para calcular a fórmula do composto hidratado.

Os compostos hidratados perdem água quando aquecidos, o que pode ser aproveitado para determinação do grau de hidratação da amostra. No entanto, este método não pode ser usado quando há decomposição térmica que resultar na formação de outros produtos voláteis além da água. Oxalatos metálicos, por exemplo, geralmente se decompõem formando óxidos gasosos de carbono (CO ou CO_2) e o metal puro ou seu respectivo óxido. Este é o caso do oxalato de cobalto hidratado, que produz Co_3O_4 quando aquecido em um cadinho de porcelana. Embora não seja possível determinar a quantidade de água do sal hidratado, como a composição estequiométrica do óxido formado é bem definida e conhecida, é possível utilizar a reação de decomposição térmica para determinar o teor de cobalto. A técnica de determinação do teor de um analito na amostra através da pesagem é conhecida como análise gravimétrica.

O teor de íon oxalato na amostra pode ser determinado por análise volumétrica, usando uma solução padrão (de concentração conhecida) de permanganato de potássio. A reação observada é:

$$5C_2O_4^{2-}(aq) + 2MnO_4^{-}(aq) + 16H^{+}(aq) \rightarrow 10CO_2(g) + 2Mn^{2+}(aq) + 8H_2O(l)$$

Diferente das outras titulações, nesta não é necessário adicionar indicador porque a presença de excesso de ions MnO_4^- é facilmente observada. No ponto final da titulação observa-se uma mudança em que a solução passa de incolor para rosa claro ou violeta. A presença de íons $Co^{2+}(aq)$, de cor laranja-rosa, dificulta a identificação do ponto final da titulação. Neste caso, o ponto final será evidenciado pela mudança de cor do laranja-rosa para rosa claro ou violeta.

A reação entre os íons permanganato e oxalato é muito lenta, principalmente nos momentos iniciais. Para aumentar a velocidade da reação, a solução de oxalato deve ser aquecida até 60 °C, temperatura que deve ser mantida durante toda a titulação. Quando se aquecer a solução deve-se evitar que ela entre em ebulição, pois isto causaria a decomposição do íon oxalato. A primeira adição de titulante resultará em uma solução de cor violeta que irá persistir por algum tempo, porque a reação é lenta mesmo sob aquecimento. Tenha paciência, espere até o descoramento após cada adição de permanganato. Caso contrário, pode haver formação de dióxido de manganês que interferirá na estequiometria da titulação. À medida que a titulação prossegue, as adições de permanganato vão descorar cada vez mais rapidamente. Isto acontece porque os íons Mn^{2+} que se formam durante a reação servem como catalisadores. No ponto final da titulação, a adição de uma gota de permanganato levará a uma mudança de cor persistente do laranja-rosa ao violeta, porque não há mais íons oxalato para reduzir o íon permanganato.

16.1 Tarefa pré-laboratório

1) Leia em um livro de Química Analítica, texto sobre titulação de oxirredução empregando permanganato (permanganimetria). Faça um resumo sobre esta técnica no Caderno de Laboratório.
2) Consulte nas Fichas de Informações de Segurança de Produto Químico (FISPQ ou, em inglês, MSDS), a periculosidade e a toxidez dos reagentes a serem empregados. Anote no Caderno os principais riscos e as medidas a serem tomadas para prevenção e atendimento a acidentes.
3) Qual é o objetivo principal deste experimento? Quais são os objetivos específicos que são necessários para atingir o objetivo principal?
4) Prepare no Caderno de Laboratório, espaços para anotar os dados e os resultados das análises a serem feitas.

16.2 Procedimento

Observação: as equipes não poderão realizar a calcinação do sal de cobalto ao mesmo tempo, por não haver no laboratório bicos de gás suficiente para todos. Enquanto se aguarda abrir uma vaga para fazer a calcinação, aproveite o tempo para efetuar a padronização do permanganato e a titulação do oxalato de cobalto.

Determinação do teor de cobalto

a) Pulverize o sal hidratado de cobalto em um almofariz e pese 0,3 g do sólido em balança analítica.
b) Transfira a amostra para um cadinho de porcelana limpo, seco e tarada (sua massa deve ter sido previamente determinada).
c) Aqueça o cadinho até que ocorra decomposição completa do composto ao óxido Co_3O_4, um sólido preto estável.
d) Deixe o cadinho resfriar e determine a sua massa com o resíduo sólido.
e) Calcule o teor de cobalto (vide tarefa pós-laboratório). Repita a determinação.

Padronização da solução de permanganato de potássio

a) Encha uma bureta com solução de permanganato de potássio 0,02 mol L^{-1}. Observe a cor da solução, que servirá de indicador do ponto final da titulação. Se for necessário, deixe um pouco da solução em um béquer ao lado da bureta para que você tenha em vista a cor da solução sempre que for necessário.
b) Meça, com o auxílio de uma pipeta, 10 a 15 mL de solução padrão de oxalato de sódio aproximadamente 0,1 mol L^{-1} (anote a concentração real). Transfira a solução para um Erlenmeyer de 250 mL.
c) Adicione 100 mL de solução de ácido sulfúrico 0,5 mol L^{-1} e aqueça o conteúdo do frasco a 60 °C. Não ultrapasse esta temperatura para evitar que o oxalato se decomponha.
d) Inicie a titulação do oxalato de sódio, adicionando lentamente o permanganato de potássio. Adições iniciais do titulante produzirão cor violeta no conteúdo do Erlenmeyer, que desaparecerá com tempo. Aguarde o completo descoramento da solução antes de adicionar mais permanganato, para evitar a formação de dióxido de manganês que interfere na determinação quantitativa. O ponto final da titulação ocorre quando se obtém uma cor rosa clara, que deve persistir por 30 segundos.
e) Anote o volume do titulante gasto com precisão permitida pela bureta. Calcule a concentração real da solução de permanganato (vide tarefa pós-laboratório).

Determinação do teor de oxalato

a) Pese 0,15 g do sal hidratado de cobalto e transfira-o para um Erlenmeyer de 250 mL.
b) Adicione 50 mL de solução de ácido sulfúrico 0,5 mol L^{-1}, mexa até dissolver o sólido, e aqueça até 60 °C.
c) Titule o conteúdo do Erlenmeyer com a solução padronizada de permanganato de potássio. O procedimento é semelhante ao da padronização, tratada na seção anterior. O ponto final da titulação ocorre quando há a mudança de cor de laranja-rosa para rosa clara ou violeta, que deve persistir por 30 segundos.
d) Repita o procedimento.
e) Calcule o teor de oxalato na amostra (vide tarefa pós-laboratório).

16.3 Tarefa pós-laboratório

1) Calcule a massa e a quantidade do cobalto contido no Co_3O_4 obtido após a calcinação da amostra do sal hidratado de oxalato de cobalto.
2) A partir do resultado da questão (1), calcule a percentagem em massa de cobalto contido na amostra.
3) Mostre os dados obtidos na padronização da solução de permanganato e os cálculos realizados para se chegar à sua concentração verdadeira. Qual foi o valor de concentração encontrado?
4) Na titulação do sal analisado, calcule a massa e a quantidade de ânion oxalato que reagiu com o titulante adicionado. Qual é a percentagem de oxalato presente no composto?
5) Determine o teor de água do composto subtraindo da massa da amostra, as massas dos íons cobalto e oxalato.

6) Converta as percentagens calculadas em (2), (4) e (5) em quantidade de matéria. Encontre uma combinação de números inteiros simples *x*, *y* e *z* para expressar a fórmula do composto de forma: $Co_x(C_2O_4)_y \cdot zH_2O$. Qual seria o estado de oxidação do íon cobalto segundo os resultados obtidos pela sua equipe?
7) Avalie os possíveis erros na obtenção dos valores *x*, *y* e *z*.

16.4 Referência bibliográfica

1. KOTZ, J. C.; TREICHEL, P.M. *Química e Reações Químicas*, Tradução da 5ª ed. norte-americana. Ed. Thomson, Vol 1. pág. 86 e 164.
2. SKOOG, D.A.; WEST, D.M.; HOLLER, F.J.; CROUCH, S. R.; *Fundamentos de Química Analítica*, tradução da 8ª Ed., Thomson Learning Ltda, 2006.

17. Experimento 8: determinação da constante de Avogadro através da eletrólise

Neste experimento determinar-se-á experimentalmente uma constante física fundamental, conhecida como constante de Avogadro ou número de Avogadro (simbolizado por N_A ou L). Será necessário eletrolisar uma solução de sulfato de cobre com um cuidadoso acompanhamento da corrente que circulará na célula eletrolítica. Como todo experimento quantitativo, deve-se fazer um rigoroso tratamento de erro dos dados para obter um resultado confiável.

Ainda nesta aula haverá oportunidade de aprender a manusear os seguintes equipamentos: fonte de alimentação de corrente contínua, multímetro (na função amperímetro) e cronômetro. Os professores prestarão auxílio no uso destes equipamentos.

17.1 Tarefa pré-laboratório

1) Procure em um livro texto o valor da carga elementar (e) e da constante de Avogadro (N_A ou L) e anote-o no Caderno. Não se esqueça de anotar a referência.
2) Procure em um livro texto, como R. A. Millikan determinou experimentalmente o valor de e (carga elementar que é o módulo da carga de um elétron) e anote resumidamente no Caderno.
3) Pesquise a periculosidade e a toxidez dos reagentes a serem usados no experimento, em Fichas de Informações de Segurança de Produto Químico (FISPQ ou, em inglês, MSDS). Anote no Caderno os principais riscos e as medidas a serem tomadas para prevenção e atendimento a acidentes.
4) Prepare uma tabela contendo duas linhas, sendo que a primeira linha correspondente ao tempo de 0 a 120 minutos, em intervalos de 5 em 5 minutos, e a segunda linha, ao valor da corrente (em ampere) a ser lido no laboratório.
5) Procure em livro texto o que é um trapezoide e como se calcula a sua área.

17.2 Procedimento

a) Pese 15 mmol de sulfato de cobre pentaidratado. Ao calcular a massa do sal a ser pesado, não se esqueça de levar em consideração a pureza do reagente disponível no laboratório.
b) Dissolva o sal em 150 mL de água contido em um béquer de 250 mL. Agite a solução com bastão de vidro até a dissolução estar completa.
c) Pegue dois eletrodos de cobre e limpe sua superfície com lixa ou palha de aço, até ficar com aparência bem brilhante. Pese cada um dos eletrodos e anote as massas e as incertezas.
d) Marque dois vidros de relógio com os dados da turma e da equipe. Pese-os e anote as massas e as respectivas incertezas.
e) Mergulhe os dois eletrodos na solução de sulfato de cobre, com cuidado para que não encostem entre si. Não se deve ligar a fonte de alimentação se os eletrodos estiverem encostado, pois um curto circuito poderá danificar os equipamentos. Sustente os eletrodos com o auxílio de garras e suporte de metal.
f) Verifique se a fonte de alimentação está desligada. Caso contrário, desligue antes de prosseguir, para evita acidentes.
g) Ligue um dos eletrodos ao polo positivo (conector vermelho) da fonte de alimentação. Ligue o polo negativo (conector preto) à entrada negativa (conector preto) do multímetro. À entrada positiva (conector vermelho) do multímetro, ligue o outro eletrodo.
h) Desenhe no Caderno um esquema da montagem efetuada. Escreva como os elétrons deverão circular pelo circuito, a migração de íons na solução, e a eletrólise em cada um dos eletrodos.
i) Selecione no multímetro a maior escala de corrente (A ou mA) possível. Havendo dúvidas, consulte o professor antes de prosseguir.
j) Zere o seu cronômetro e deixe-o preparado para iniciar a marcação do tempo.

k) Se a sua fonte de alimentação for ajustável, ligue na menor tensão (V) possível. Aumente gradativamente a tensão até que a corrente lida no multímetro fique em torno de 75 mA. Se a fonte não for ajustável, esta deve ser simplesmente ligada e a corrente deve ser lida no multímetro.

l) Inicie a contagem de tempo no cronômetro.

m) Anote na tabela do Caderno os valores de corrente lidos no multímetro a cada 5 minutos.

n) Após 120 minutos, os eletrodos serão retirados cuidadosamente da solução, enxaguados com água destilada de uma pisseta e transferidos para vidros de relógio previamente identificados e pesados (um vidro de relógio para cada eletrodo). Seque os eletrodos numa estufa, espere esfriar e para serem então pesados. Determine a perda de massa de um dos eletrodos (Δm_O), e o ganho de massa do outro eletrodo (Δm_R).

o) Desligue a fonte de alimentação e o multímetro, desfaça a montagem e guarde todo o material de forma adequada.

p) Coloque a solução em recipiente próprio indicado pelo professor. Lave as vidrarias utilizadas e inicie o tratamento dos dados nas tarefas pós-laboratório.

Obs: algumas fontes de alimentação possuem amperímetro próprio, porém de precisão menor. Recomenda-se portanto que se empregue o multímetro na leitura da corrente, para obter a constante de Avogadro com a maior precisão possível.

17.3 Tarefas pós-laboratório

Por definição, a corrente elétrica é a quantidade de carga elétrica que passa por um intervalo de tempo em um circuito. Matematicamente pode ser expressada como:

$$i = \frac{\mathrm{d}Q}{\mathrm{d}t}$$

que rearranjado e integrado resulta (assumindo tempo inicial igual a 0):

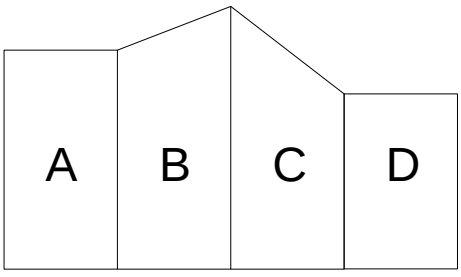
$$\mathrm{d}Q = i\,\mathrm{d}t \Rightarrow Q = \int_0^t i\,\mathrm{d}t$$

Portanto a carga elétrica Q pode ser determinada integrando-se a corrente em relação ao tempo. Com o uso de um gráfico pode-se visualizar geometricamente a referida integração. O primeiro passo para tratar os dados é a elaboração do gráfico. Para que Q seja expresso na unidade Coulomb, i deve estar em Ampere e t em segundo.

1) Observe a tabela com os valores de corrente elétrica durante a eletrólise. Em um papel milimetrado, defina como abscissa (eixo x) o tempo, e a ordenada (eixo y) como a corrente. Divida tanto a ordenada como a abscissa em intervalos uniformes. Por exemplo pode-se anotar na abscissa, a escala de tempo dividida de 10 em 10 minutos para cada centímetro, em 120 minutos. Faça o mesmo para os valores de corrente.

2) Anote a lápis os pontos correspondentes às posições (x,y) para cada par (tempo, corrente) anotado na tabela. Una os pontos com o auxilio de uma régua.

3) Uma vez pronto o gráfico, você deve calcular a respetiva integral para obter a corrente. Para isso você terá que determinar a área da região abaixo da curva corrente × tempo. Nas regiões onde a corrente é constante a figura é um retângulo, portanto basta multiplicar a base vezes a altura. Em regiões onde há um aumento, ou diminuição de corrente forma-se a um trapézio retângulo. Sua área é dada por: (base menor × base maior)/2 × altura. Por exemplo, na figura abaixo as regiões A e D são retangulares, e as regiões B e C são trapezoidais.



4) A carga Q é a área total sob a curva corrente × tempo, portanto efetue a somatória da área de todas as regiões do gráfico. Lembre-se de empregar as unidades apropriadas.
5) Divida a carga Q experimental pela carga elementar e, para obter o número de elétrons N_e que passou pelo circuito durante a eletrólise.
6) Escreva a semi-reação de oxidação do cobre. Quantos mols de elétrons estão envolvidos na oxidação de um mol de cobre?
7) Com base na variação de massa devido à oxidação do cobre (Δm_O), calcule a quantidade de cobre n_O(Cu) (em mols) que foi eletrolisado. Calcule ainda a quantidade de elétrons n_O(e) (em mols) envolvidos na oxidação, levando em conta a estequiometria da questão (6).
8) Calcule a constante de Avogadro através da fórmula: $N_e = n_O(e)\, N_A$.
9) Repita os itens de (7) e (8) com os dados da semi-reação de redução de cobre. Por que neste caso o eletrodo deve ter tido um aumento de massa?
10) Compare os valores obtidos nas questões (8) e (9) com o que é aceito atualmente na literatura. Um destes valores experimentais aproxima-se melhor do valor aceito? Caso haja discrepâncias, procure explicá-las propondo algumas fontes de erros no procedimento.

17.4 Referências Bibliográficas

1. C. A. Seigle. *Determination of Avogadro's Number by Improved Electroplating. J. Chem. Educ.* 80(6), 668, 2003.
2. B. H. Mahan, R. J. Myers, *Química, um curso universitário*, traduzido da 4ª ed. São Paulo: Edgard Blücher (1993).